

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Магнитогорский государственный технический университет
им. Г. И. Носова»
Многопрофильный колледж



**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
ДЛЯ ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ
УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
ОП.06 Физическая химия**

для обучающихся специальности

22.02.01 Металлургия черных металлов

Магнитогорск, 2022

ОДОБРЕНО

Предметно-цикловой комиссией
Металлургии и обработки металлов давлением
Председатель: О.В. Шелковникова
Протокол №10 от 22.06.2022 г.

Методической комиссией МпК
Протокол №6 от 29.02.2022 г.

Составитель:

преподаватель ФГБОУ ВО МГТУ МпК Наталья Александровна Петровская

Методические указания по выполнению практических и лабораторных работ разработаны на основе рабочей программы учебной дисциплины «ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ».

Содержание практических и лабораторных работ ориентировано на подготовку студентов к освоению основной профессиональной образовательной программы по специальности 22.02.01 Metallurgy of black metals of basic level and acquisition of professional competencies.

Содержание

1 Введение	4
2 Методические указания.....	6
Практическая работа № 1.....	6
Практическая работа № 2.....	7
Практическая работа № 3.....	11
Практическая работа № 4.....	13
Практическая работа № 5.....	16
Практическая работа № 6.....	19
Практическая работа № 7.....	21
Практическая работа № 8.....	25
Практическая работа № 9.....	29
Практическая работа № 10.....	31
Практическая работа № 11.....	32
Практическая работа № 12.....	34
Практическая работа № 13.....	34
Практическая работа № 14.....	39
Практическая работа № 15.....	43
Практическая работа № 16.....	43

1 ВВЕДЕНИЕ

Важную часть теоретической и профессиональной практической подготовки студентов составляют практические занятия и лабораторные работы. Являясь частью изучения учебной дисциплины, они призваны, экспериментально подтвердить теоретические положения и формировать общие и профессиональные компетенции, практические умения.

Ведущей дидактической целью *практических занятий* является формирование практических умений - профессиональных (умений выполнять определенные действия, операции, необходимые в последующем в профессиональной деятельности) или учебных (умений решать задачи по математике, физике, химии, информатике и др.), необходимых в последующей учебной деятельности по естественнонаучным, общепрофессиональным дисциплинам.

Ведущей дидактической целью *лабораторных работ* является экспериментальное подтверждение и проверка существенных теоретических положений (законов, зависимостей).

Состав и содержание практических и лабораторных работ направлены на реализацию действующих федеральных государственных образовательных стандартов среднего профессионального образования.

В соответствии с рабочей программой учебной дисциплины «ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ» предусмотрено проведение практических и лабораторных работ.

В результате их выполнения, обучающийся должен:

уметь:

- использовать методы оценки свойств металлов и сплавов;

Содержание практических и лабораторных работ ориентировано на подготовку студентов к освоению профессионального модуля основной профессиональной образовательной программы по специальности и овладению профессиональными компетенциями:

ПК 1.1. Осуществлять технологические операции по производству черных металлов

ПК 1.2. Использовать системы автоматического управления технологическим процессом

ПК 1.3. Эксплуатировать технологическое и подъемно-транспортное оборудование, обеспечивающее процесс производства черных металлов

ПК 1.4. Анализировать качество сырья и готовой продукции

ПК 2.1. Планировать и организовывать собственную деятельность, работу подразделения, смены, участка, бригады, коллектива исполнителей

ПК 3.1. Принимать участие в разработке новых технологий и технологических процессов

ПК 3.2. Участвовать в обеспечении и оценке экономической эффективности

ОК01.Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам

ОК02.Использовать современные средства поиска, анализа и интерпретации информации и информационные технологии для выполнения задач профессиональной деятельности

ОК 04.Эффективно взаимодействовать и работать в коллективе и команде

ОК 05.Осуществлять устную и письменную коммуникацию на государственном языке Российской Федерации с учетом особенностей социального и культурного контекста

ОК06.Проявлять гражданско-патриотическую позицию, демонстрировать осознанное поведение на основе традиционных общечеловеческих ценностей, в том числе с учетом гармонизации межнациональных и межрелигиозных отношений, применять стандарты антикоррупционного поведения

ОК 07.Содействовать сохранению окружающей среды, ресурсосбережению, применять знания об изменении климата, принципы бережливого производства, эффективно действовать в чрезвычайных ситуациях

ОК 09. Пользоваться профессиональной документацией на государственном и иностранном языках
Профессиональные компетенции:

Выполнение студентами *практических работ* по учебной дисциплине «ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ» направлено на:

- обобщение, систематизацию, углубление, закрепление, развитие и детализацию полученных теоретических знаний по конкретным темам учебной дисциплины;

- формирование умений применять полученные знания на практике, реализацию единства интеллектуальной и практической деятельности;

- формирование и развитие умений: наблюдать, сравнивать, сопоставлять, анализировать, делать выводы и обобщения, самостоятельно вести исследования, пользоваться различными приемами измерений, оформлять результаты в виде таблиц, схем, графиков;

- приобретение навыков работы с различными приборами, аппаратурой, установками и другими техническими средствами для проведения опытов;

- развитие интеллектуальных умений у будущих специалистов: аналитических, проектировочных, конструктивных и др.;

- выработку при решении поставленных задач профессионально значимых качеств, таких как самостоятельность, ответственность, точность, творческая инициатива.

Продолжительность выполнения практической работы составляет не менее двух академических часов и проводится после соответствующей темы, которая обеспечивает наличие знаний, необходимых для ее выполнения.

2 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Тема 1.1.

Молекулярно-кинетическая теория агрегатного состояния вещества

Практическая работа 1 Расчет параметров идеальных газов.

Материальное обеспечение:

Оборудование лаборатории:

- рабочее место преподавателя;
- рабочее место студента;
- методические указания для практической работы;

Порядок выполнения работы:

1. Изучить методические указания к данной практической работы.
2. Определить продукты реакции
3. Выполнить отчет о проделанной работе.

Ход работы: ознакомиться с зависимостями между термодинамическими параметрами для основных процессов идеального газа, выполнить расчет параметров газа согласно задания, оформить отчет.

В термодинамике различают четыре простейших термодинамических процесса: изохорный ($v \text{ const}$), изобарный ($p \text{ const}$), изотермный ($T \text{ const}$) и адиабатный ($S \text{ const}$), а также обобщающий их политропный процесс, уравнение которого выглядит следующим образом: $p v^n \text{ const}$, Из этого уравнения при различных значениях можно получить уравнения простейших процессов. Так при $n = 0$, $p v^n \text{ const} \rightarrow p \text{ const}$,

$$n = \pm \infty, p v^n \text{ const} \rightarrow v \text{ const}, n = 1, p v^n \text{ const} \rightarrow T \text{ const},$$

$$n = k, p v^n \text{ const} \rightarrow p v^n \text{ const} (S = \text{const}).$$

Во всех термодинамических процессах изменения калорических параметров состояния можно найти из универсальных формул

$$du = C_v dT, dh = C_p dT, ds = C_v \frac{dT}{T} + R \frac{dv}{v}, T \quad v ds = R dp.$$

Примеры решения задач

Пример 1. При нормальных условиях масса 1 л оксида углерода (IV) равна 1,98 г. Определить массу 2 л оксида углерода (IV) при 0°C и давлении $4,52 \cdot 10^4$ Па.

Решение. При давлении $4,52 \cdot 10^4$ Па оксид углерода (IV) занимает объем 2 л. Пользуясь законом Бойля—Мариотта (1), определим, какой объем V_0 будет занимать данная масса оксида углерода (IV) при $p_0 = 1,013 \cdot 10^5$ Па:

п»

$$\frac{V_0 p_0}{V p} = \frac{p V}{p_0 V_0}$$

Подставляем числовые значения и вычисляем:

$$V_0 = \frac{V p}{p_0} = \frac{2 \cdot 4,52 \cdot 10^4}{1,013 \cdot 10^5} \approx 0,8925 \text{ л}$$

Так как масса 1 л оксида углерода (IV) (при н. у.) равна 1,98 г, то масса 0,8925 л будет 1,98 · 0,8925 = 1,767 (г)

Задачи для решения:

1. При давлении $2 \cdot 10^3$ Па. объем газа равен 2 дм³. Определить, при каком давлении объем газа будет равен 1 м³, если температура остается постоянной.
2. В сосуде емкостью 2 литра содержится 10 г. кислорода при температуре 0°C. При каком давлении находится кислород, если (при н.у.) плотность равна 1,43 г/л.?

3. В промывных башнях газ охлаждается с 350 до 35⁰С. Какой объем будут занимать 100м³ газа после промывания, если давление остается постоянным?
4. Плотность воздуха (при н.у.) равна 1,29г/л. При какой температуре плотность его будет равна 1,1 г/л., если давление остается постоянным.
5. Открытый сосуд при температуре 17⁰С нагревается при постоянном давлении до 307⁰С. Какая часть воздуха (по массе), находящегося в сосуде, при этом вытесняется?

Форма представления результата:

1. Название и цель работы.
2. Написать схемы уравнений реакций.
3. Сделать вывод о проделанной работе.

Практическая работа № 2 Расчет параметров реальных газов.

Цель занятия: получить практические навыки расчета параметров состояния реальных газов.

Материальное обеспечение:

Оборудование лаборатории:

- рабочее место преподавателя;
- рабочее место студента;
- методические указания для практических работ;

Порядок выполнения работы:

1. Изучить методические указания к данной практической работы.
2. Определить продукты реакции
3. Выполнить отчет о проделанной работе.

Ход работы: усвоить физический смысл параметров состояния, изучить связь между ними, расчет по уравнению состояния реального газа; выполнить расчет согласно задания, оформить отчет. Величины, характеризующие тело в данном состоянии, называются *параметрами* состояния. Чаще всего состояние тела определяется следующими параметрами: *удельным объемом (v), абсолютным давлением (p) и абсолютной температурой (T).*

1. Удельный объем (v) тела представляет собой объем единицы его массы. Это величина, обратная плотности тела .

Если V — объем в м³ занимаемый телом массой M кг, то удельный объем $v = V/M$. Абсолютное давление p измеряют силой, приходящейся на единицу поверхности. Так как за единицу силы принимают 1 ньютон, а за единицу поверхности – квадратный метр, то давление измеряют в ньютонах на квадратный метр (H/m^2 или $Па$). Во всех термодинамических уравнениях пользуются этой единицей, и поэтому в применяемые формулы следует подставлять числовое значение давления в H/m^2 . Для практических целей удобнее измерять давление в kH/m^2 (килоньютон на квадратный метр или кПа), MH/m^2 (меганьютон на квадратный метр или МПа). Часто давление замеряется в барах. Эта единица в 10^5 раз больше $1 H/m^2$. Соотношения между используемыми в технике единицами измерения давления даны в таблице 1. Абсолютное давление может быть определено по формуле: $p = p_{ман} + B$, где B – атмосферное или барометрическое давление, а $p_{ман}$ – избыточное давление, замеренное манометром. Если абсолютное давление p меньше барометрического давления B , то возникает вакуум или разрежение. Величину вакуумного давления $p_{вак}$ можно определить по формуле

$$p_{\text{вак}} = p - B$$

3. Третьей основной величиной, характеризующей состояние тела, является *абсолютная температура* (T). Она измеряется в градусах Кельвина (К), кроме того в быту и технике широко используется температура (t), определяемая по шкале Цельсия. Связь между этими температурами вытекает из зависимости

$$T(K) = t(^{\circ}C) + 273,15$$

В США и Англии для измерения температуры применяют шкалу Фаренгейта. Для перевода показаний этой шкалы в градусы Цельсия служат соотношения

Под *идеальным газом* понимают воображаемый газ, в котором отсутствуют силы притяжения между молекулами, а собственный объем молекул исчезающе малы по сравнению с объемом междумолекулярного пространства. Таким образом, молекулы идеального газа принимаются за материальные точки. Все существующие газы при высоких температурах и малых давлениях по своим свойствам приближаются к свойствам идеального газа. Поэтому такие газы можно также считать идеальными. Если же притяжением молекул и их объемом пренебречь нельзя, то такой газ называют реальным (пар). Все идеальные газы подчиняются законам Бойля - Мариотта и Гей-Люссака [2] $pV = \text{const}$ ($T = \text{const}$); $V = \text{const}$ ($p = \text{const}$)

Уравнения состояния идеального газа связывают между собой основные параметры состояния p , V и T и могут быть представлены зависимостями $pV = MRT$, $pV = RT$, $pV = R T$, где M – масса газа в кг, R — газовая постоянная исследуемого газа (Дж/кгК), $V_{\text{м}} –$ объем одного киломоля газа, $R_{\text{у}} = 8,314$ кДж/кмоль К – универсальная газовая постоянная. Состояние данной массы газа определяется температурой t , давлением p , объемом V . Если $p = 1,01325 \cdot 10^5$ Па = 101,325 кПа и $t = 0$, то условия, при которых находится газ, называют нормальными (н.у.). Принято обозначать объем (н.у.) через V_0 и нормальное давление через p_0 . Газы, находящиеся в условиях, которые не очень отличаются от нормальных, подчиняются более или менее точно следующим законам, называемым законами идеальных газов:

1. При постоянной температуре объем данной массы газа обратно пропорционален давлению (закон Бойля-Мариотта):
 $V_1/V_2 = p_2/p_1$ или $pV = \text{const}$
2. При постоянном давлении объем данной массы газа при повышении его температуры на 1°C увеличивается на $1/273,15$ часть объема V_0 , который газ занимал при 0°C (закон Гей-Люссака и Шарля):

$$V = V_0 \left(1 + \frac{1}{273,15} t \right), \text{ или } V = V_0 \frac{273,15 + t}{273,15} \quad (2)$$

Введя обозначение абсолютной температуры $T = t + 273,15\text{K}$, получим другое выражение для этого закона:

$$\frac{V}{T} = \frac{V_0}{273,15} \quad (3)$$

Так как $V_0/273,15$ есть величина постоянная, то

$$\frac{V}{T} = \text{const}, \text{ или } V = \text{const} T$$

Следовательно, при постоянном давлении объем данной массы газа прямо пропорционален абсолютной температуре.

Если объем постоянный, то зависимость давления данной массы газа от температуры выражается уравнениями:

$$p = p_0 \left(1 + \frac{1}{273.15} t \right) \quad (4)$$

$$\frac{p}{T} = \frac{p_0}{273.15}, \text{ или } p = \text{const} T \quad (5)$$

3. В равных объемах различных газов при одинаковой температуре и одинаковом давлении содержится равное число молекул (закон Авогадро). Число частиц в 1 моль вещества называется числом Авогадро или постоянной Авогадро N_A равно $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

Следовательно, различные вещества количеством 1 моль в газообразном состоянии при одинаковых условиях занимают равные объемы.

Под количеством вещества следует понимать физическую величину, определяемую числом специфицированных структурных элементов или группы элементов.

Основная единица количества вещества- моль.

Моль- количество вещества системы, содержащей столько же структурных элементов (атомов молекулы ионов, электронов и других частиц или групп частиц), сколько содержится атомов в нуклиде углерода ¹²C массой 0,012 кг.

Молярная масса – отношение массы вещества к количеству вещества

$$M = \frac{m}{n}$$

Молярный объем- отношение объема к количеству вещества.

$$V_{m,0} = 22,414 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль} = 22,414 \text{ л/моль}$$

Отсюда вытекает, что плотность газа d_0 , т. е. массу 1 л (при н. у.) можно вычислить, если известна его молярная масса

$$d_0 = \frac{M}{22,414} \quad (6)$$

Объединяя законы Бойля-Мариотта и Гей-Люссака и Шарля, получим уравнение состояния идеального газа.

$$\frac{V_0 p_0}{273.15} = \frac{V_1 p_1}{T_1} = \frac{V_2 p_2}{T_2} = \dots = \text{const}$$

Если величина отнесена к 1 кг газа, то она будет разной у различных газов, потому что значение V_0 у них различно. Но если ее отнести к количеству газа, равному 1 моль, то она будет иметь определенное значение, одинаковое для всех газов (почему?). Эта величина называется *универсальной газовой постоянной* и обозначается **R**. Следовательно, для любого газа количеством 1 моль

$$\frac{p_0 V_0}{273.15} = R$$

Это уравнение называется уравнением Менделеева - Клайперона.

Если взят газ количеством n моль, уравнение принимает вид:

$$pV = nRT \quad (9)$$

Так как число молей газа равно массе этого газа m , деленной на молярную массу M , т.е. $n = m/M$ подставляя вместо n это выражение, получаем:

$$pV = m/MRT \quad (10)$$

Уравнение (10) дает возможность вычислить любую из входящих в него величин, если известны остальные. В частности, оно может быть использовано для вычисления молярной массы M .

Числовое значение и размерность газовой постоянной R зависит от выбора единиц измерения других величин.

В Международной системе единиц (СИ) давление выражают в Па, массу в кг, количество вещества в молях, а объем в м³. Тогда для $n = 1$ моль получим:

$$R = \frac{p_0 V_0}{273.15} = \frac{1.01325 \cdot 10^5 \cdot 22.414 \cdot 10^{-3}}{273.15} = 8.314 \text{ (Дж/моль} \cdot \text{К)}$$

Примеры решения задач

Пример 1. При 7°C объем газа равен 750 мл. При какой температуре объем газа будет равен 1,5 л, если давление постоянно?

Решение. Обозначим объем газа при T_1 соответствующей 7°C, через V_1 , а объем при искомой температуре T_2 — через V_2 . По закону Гей-Люссака

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad T_2 = \frac{T_1 V_2}{V_1}$$

Прежде чем подставлять числовые значения, нужно выразить начальный и конечный объемы в одних и тех же единицах, например в литрах. Тогда

$$T_2 = \frac{(273+7) \cdot 1.5}{0.75} = 560 \text{ (К)}$$

Следовательно, искомая температура равна:

$$560 - 273 = 287 \text{ (}^\circ\text{C)}$$

Задачи для решения:

1. 20 л. азота, находящегося при 17°C и давлении 120 Па, требуется сжать до объема 5 л. Вычислить конечное давление азота, если температура его после сжатия повысилась до 30°C.

2. 30 мл. водорода собрано над водой при температуре 18°C и давлении 90 Па. Какой объем (при н.у.) займет это же количество сухого водорода? Давление водяного пара при этой температуре равно 2065 Па.

3. Определить массу 3 литров азота при температуре 15°C и давлении 90 Па. Плотность азота (при н.у.) равна 1,25 г/мл.

4. Какой объем займет 1 моль идеального газа при температуре 20°C и давлении 152 Па.

5. Определить плотность озона (при н.у.).

Форма представления результата:

1. Название и цель работы.
2. Написать схемы уравнений реакций.
3. Сделать вывод о проделанной работе.

Практическая работа № 3 Газовые законы.

Цель занятия: получить практические навыки решения задач на газовые законы.

Материальное обеспечение:

Оборудование лаборатории:

- рабочее место преподавателя;
- рабочее место студента;
- методические указания для практических работ;

Порядок выполнения работы:

1. Изучить методические указания к данной практической работы.
2. Определить продукты реакции
3. Выполнить отчет о проделанной работе.

Пример 1. На рисунке 28 представлен график трёх процессов изменения состояния некоторой массы идеального газа. Как изменялись параметры газа на участках $1 \rightarrow 2$, $2 \rightarrow 3$, $3 \rightarrow 1$? Изобразите эти процессы в координатах (p, V) и (p, T) .

Решение. На участке $1 \rightarrow 2$ объём газа прямо пропорционален абсолютной температуре, следовательно, процесс перехода газа из состояния 1 в состояние 2 является изобарным. Из графика следует, что в состоянии 2 температура и объём газа больше в 4 раза, чем в состоянии 1. Следовательно, в процессе изобарного расширения некоторой массы газа из состояния 1 в состояние 2 температура и объём газа увеличились. Это можно записать таким образом:

$$\text{переход } 1 \rightarrow 2: p = \text{const}, V \uparrow, T \uparrow, V_2 = 4V_1, T_2 = 4T_1 \Rightarrow \\ \text{происходит изобарное нагревание газа.}$$

В процессе перехода газа из состояния 2 в состояние 3 остаётся постоянным объём (процесс изохорный), а температура газа уменьшается в 4 раза. Из соотношения (6.3) следует, что при изохорном охлаждении давление газа уменьшается пропорционально его абсолютной температуре. Поэтому можно записать:

$$\text{переход } 2 \rightarrow 3: V = \text{const}, T \downarrow, p \downarrow, p_3 = \frac{T_3}{T_2} p_2 = \frac{1}{4} p_2 \Rightarrow \\ \text{происходит изохорное охлаждение газа.}$$

Процесс перехода газа из состояния 3 в состояние 1 — изотермический. При этом объём газа уменьшается в 4 раза, что влечёт за собой, согласно закону Бойля–Мариотта, увеличение давления газа в 4 раза:

$$\text{переход } 3 \rightarrow 1: T = \text{const}, V \downarrow, p \uparrow \Rightarrow \\ \text{происходит изотермическое сжатие газа.}$$

Опираясь на сделанные выводы, представим все три процесса в координатах (p, V) и (p, T) (рис. 29, а, б).

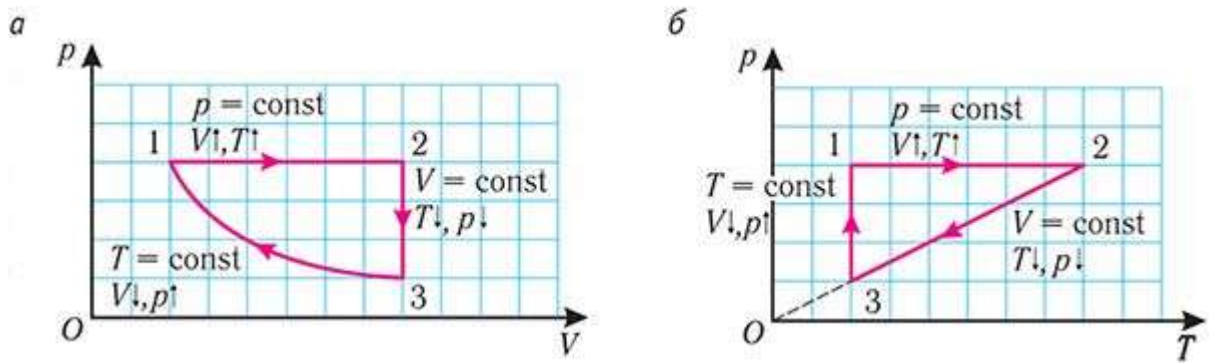


Рис. 29

Пример 2. При изотермическом расширении идеального газа определённой массы его объём увеличился от $V_1 = 2,0$ л до $V_2 = 5,0$ л, а давление уменьшилось на $\Delta p = -15$ кПа. Определите первоначальное давление газа.

Дано:

$$V_1 = 2,0 \text{ л} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$$

$$V_2 = 5,0 \text{ л} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$$

$$\Delta p = -15 \text{ кПа} = -1,5 \cdot 10^4 \text{ Па}$$

p_1 — ?

Решение: Так как температура и масса газа не изменяются, то его начальное и конечное

состояния связаны законом Бойля–Мариотта, т. е. $p_1 V_1 = p_2 V_2$. С учётом того,

что $p_2 = p_1 + \Delta p$, получим:

$$p_1 V_1 = (p_1 + \Delta p) V_2.$$

Откуда
$$\frac{\Delta p V_2}{V_1 - V_2}.$$

$$p_1 = \frac{-1,5 \cdot 10^4 \text{ Па} \cdot 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3}{2,0 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 - 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3} = 2,5 \cdot 10^4 \text{ Па} = 25 \text{ кПа}$$

Ответ: $p_1 = 25 \text{ кПа}$.

Пример 3. В двух сосудах вместимостью $V_1 = 20$ л и $V_2 = 30$ л находятся химически не реагирующие идеальные газы, давления которых $p_1 = 1,0$ МПа и $p_2 = 0,40$ МПа соответственно. Определите давление газов в сосудах после того, как их соединили тонкой короткой трубкой. Температура газов до и после соединения сосудов одинаковая.

Дано:

$$V_1 = 20 \text{ л} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$$

$$V_2 = 30 \text{ л} = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$$

$$p_1 = 1,0 \text{ МПа} = 1,0 \cdot 10^6 \text{ Па}$$

$$p_2 = 0,40 \text{ МПа} = 4,0 \cdot 10^5 \text{ Па}$$

$T = \text{const}$

p — ?

Решение: Давление смеси газов равно сумме парциальных давлений (закон

Дальтона): $p = p_1' + p_2'$. Найдём парциальное давление каждого газа после соединения сосудов.

Так как температура и массы газов не изменяются, то начальное и конечное состояния каждого газа связаны законом Бойля–Мариотта, т. е.

$$p_1 V_1 = p'_1 (V_1 + V_2), p_2 V_2 = p'_2 (V_1 + V_2).$$

$$p'_1 = \frac{p_1 V_1}{V_1 + V_2}$$

Следовательно, парциальные давления газов после соединения сосудов:

$$p'_2 = \frac{p_2 V_2}{V_1 + V_2}. \text{ Тогда } p = \frac{p_1 V_1 + p_2 V_2}{V_1 + V_2}.$$

$$p = \frac{1,0 \cdot 10^6 \text{ Па} \cdot 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3 + 4,0 \cdot 10^5 \text{ Па} \cdot 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3}{2,0 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3 + 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3} = 6,4 \cdot 10^5 \text{ Па} = 0,64 \text{ МПа}.$$

Ответ: $p = 0,64$ МПа.

Форма представления результата:

1. Название и цель работы.
2. Написать схемы уравнений реакций.
3. Сделать вывод о проделанной работе.

Практическая работа № 4 Уравнение Менделеева - Клапейрона

Цель занятия: получить практические навыки решения задач на заданную тему

Материальное обеспечение:

Оборудование лаборатории:

- рабочее место преподавателя;
- рабочее место студента;
- методические указания для практических работ;

Порядок выполнения работы:

1. Изучить методические указания к данной практической работы.
2. Определить продукты реакции
3. Выполнить отчет о проделанной работе.
4. 1. Какой объем занимает газ в количестве 10^3 моль при давлении 10^6 Па и температуре 100 °С?
5. 2. В сосуде вместимостью $0,5$ л содержится $0,89$ г водорода при температуре 17 °С. Определите давление газа.
6. 3. Баллон вместимостью 40 л содержит углекислый газ массой $1,98$ кг. Баллон выдерживает давление не выше $3 \cdot 10^6$ Па. При какой температуре возникает опасность взрыва?
7. 4. Определите массу водорода, находящегося в баллоне вместимостью 20 л под давлением 830 кПа при температуре 27 °С.
8. 5. Плотность некоторого газообразного вещества равна $1,5$ кг/м³ при 12 °С и нормальном атмосферном давлении. Определить молярную массу этого вещества.
9. 6. При нормальных условиях масса газа $738,6$ мг, а объем $8,205$ л. Какой это газ?

10. 7. Определите, на сколько масса воздуха в комнате объёмом 60 м^3 зимой при температуре 290 К больше, чем летом при температуре 27°С . Давление зимой и летом равно 10^5 Па .
11. 8. Определить объём баллона со сжатым углекислым газом, находящимся под давлением в 100 атмосфер при температуре 27°С , если при нормальных условиях то же количество углекислого газа занимает объём $1,3 \text{ м}^3$.

Алгоритм решения

Это уравнение справедливо для всех газов в любых количествах и для всех значений P , V и T , при которых газы можно считать идеальными

$$PV = \frac{m}{\mu} RT, \text{ где } R - \text{ универсальная газовая постоянная;}$$

$$R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 0,0821 \frac{\text{л} \cdot \text{атм} \cdot \text{м}^3}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

Состав газовых смесей выражают при помощи объёмной доли – отношении объёма данного компонента к общему объёму смеси

$$\phi(x) = \frac{V(x)}{V}, \text{ где } \phi(x) - \text{ объёмная доля компонента } X, V(x) - \text{ объём компонента } X; V - \text{ объём системы. Объёмная доля – безразмерная величина, её выражают в долях от единицы или в процентах}$$

Задача 1. Какой объём занимают $0,2$ моль любого газа при н.у.?

Решение: Количество вещества определяется по формуле:

$$v = \frac{V}{V_m} \quad V = v \cdot V_m$$

$$V_{\text{ГАЗА}} = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} \cdot 0,2 \text{ моль} = 4,48 \text{ л}$$

Задача 2. Какой объём при н.у. занимает 11 г . углекислого газа?

Решение: Количество вещества определяется

$$v = \frac{V}{V_m} = \frac{m}{\mu}$$

$$V = \frac{V_m \cdot m}{\mu} = \frac{22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} \cdot 11 \text{ г}}{44 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 5,6$$

$M(\text{CO}_2) = 44 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$

Задача 3. Рассчитайте относительную плотность хлороводорода по азоту, по водороду, по воздуху.

Решение: Относительная плотность определяется по формуле:

$$D = \frac{Mr_1}{Mr_2}$$

$$D_{N_2} = \frac{Mr_1}{Mr_2} = \frac{Mr_1}{28}; \quad D_{H_2} = \frac{Mr_1}{2}; \quad D_{\text{возд}} = \frac{Mr_1}{29}$$

$$D_{\text{возд}}(HCl) = \frac{35,6}{29} = 1,26$$

Задача 4. Вычисление молекулярной массы газа по заданному объёму.

Масса 327 мл газа при 13⁰С и давлении 1,04*10⁵ Па равна 828 г.

Вычислить молекулярную массу газа.

Дано:

$$V = 327 \text{ мл} = 0,327 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$$

$$t = 13^0 \text{ С}$$

$$P = 1,04 \cdot 10^5 \text{ Па}$$

$$m = 828 \text{ г} = 0,828 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$$

$\mu = ?$

Решение: Вычислить молекулярную массу газа можно, используя уравнение Менделеева-Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{Mr} RT$$

Величина газовой постоянной определяется принятыми единицами измерения. Если давление измеряется в Па, а объём в м³, то $R = 8,314 \cdot 10^3 \text{ Дж/кмоль} \cdot \text{К}$.

$$Mr = \frac{mRT}{PV} = \frac{0,828 \cdot 10^{-3} \cdot 8,314 \cdot 10^3 \cdot 286}{1,040 \cdot 10^5 \cdot 0,327 \cdot 10^{-3}} = 57,8$$

Задача 5. Вычисление абсолютной массы в молекуле вещества.

1. Определите массу молекулы газа, если масса 1 л газа при н.у. равна 1,785г.

Решение: Исходя из молекулярного объёма газа определяем массу моля газа

$$\frac{m}{M} = \frac{V}{Vm}$$

где m – масса газа;

M – молярная масса газа;

V_m – молярный объём, 22,4 л/моль;

V – объём газа.

$$M = \frac{m \cdot V_m}{V} = \frac{178,5 \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{1 \text{ л}} = 400 \text{ г/моль}$$

2. Число молекул в моле любого вещества равно постоянной Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$). Следовательно, число молекул m равно:

$$m = \frac{400}{6,02 \cdot 10^{23}} = 66,5 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

Форма представления результата:

1. Название и цель работы.
2. Написать схемы уравнений реакций.
3. Сделать вывод о проделанной работе.

Практическая работа № 5 Закон Дальтона

Цель занятия: получить практические навыки решения задач на заданную тему

Материальное обеспечение:

Оборудование лаборатории:

- рабочее место преподавателя;
- рабочее место студента;
- методические указания для практических работ;

Парциальное давление компонента Чтобы понять суть закона Дальтона, необходимо разобраться с понятием "парциальное давление". Поскольку молекулы разных газов не "чувствуют" друг друга, для каждого химического компонента i в газовой смеси будет справедливо равенство: $P_i \cdot V = n_i \cdot R \cdot T$. То есть можно считать каждый компонент независимым от других. Поскольку его молекулы занимают весь объём V и имеют температуру T , характерную для всей смеси, то отсюда и следует справедливость записанного выражения. Давление P_i называется парциальным для i -го компонента. Иными словами, парциальное давление - это то давление, которое только i -й компонент создает на стенки сосуда. Парциальным оно называется потому, что является частью от общего давления, или его порцией. Формулировка закона Дальтона В первые годы XIX века, занимаясь изучением поведения различных газовых смесей, британский ученый Джон Дальтон установил следующий факт: если суммировать все парциальные давления компонентов газовой смеси, то получится общее давление, которое можно измерить барометром, манометром или другим предназначенным для этого прибором. Это и есть закон Дальтона. Запишем его в виде математического равенства: $P_{\text{tot}} = \sum_i(P_i)$. Понять, почему это равенство справедливо, можно, если вспомнить, что компоненты смеси создают давление независимо друг от друга. Учитывая, что парциальное давление P_i прямо пропорционально количеству вещества n_i компонента i , что справедливо всегда, когда $T = \text{const}$ и $V = \text{const}$, тогда приходим к еще одному равенству: $P_i/P_{\text{tot}} = n_i/n = x_i$. Величина x_i называется мольной долей. С атомными процентами a_i компонента она связана простым соотношением: $a_i = x_i \cdot 100$. Выражение, которое позволяет определить мольную долю компонента через его парциальное давление и наоборот, также называется законом Дальтона. Следует не забывать, что рассмотренный закон справедлив не только в случае идеальных газов, но и в случае отсутствия химических реакций в них. Последние

приводят к изменениям компонентного и мольного состава, что нарушает закон для давления газовой смеси.

Примеры решения задач В этом пункте рассмотрим примеры применения закона Дальтона для решения практических задач.

Задача 1. Необходимо определить парциальное давление трех основных компонентов в сухом воздухе. Из литературных данных можно узнать, что поскольку воздух является сухим, то основными его компонентами будут азот (около 78 %), кислород (около 21 %) и благородный газ аргон (около 1 %). Учитывая, что общее давление воздуха на уровне моря равно 1 атмосфере, и переводя атомные проценты в мольные доли, получим значения парциальных давлений для каждого компонента: $P_i = P_{tot} \cdot x_i$ $P_{N_2} = 1 \cdot 0,78 = 0,78$ атм. $P_{O_2} = 1 \cdot 0,21 = 0,21$ атм. $P_{Ar} = 1 \cdot 0,01 = 0,01$ атм.

Задача 2. Есть два баллона с чистыми газами. Первый баллон содержит азот с температурой 300 К, объемом в 10 литров и давлением в 2 атмосферы. Второй баллон содержит кислород с температурой 300 К, но имеющий объем 15 литров и давление 1,5 атмосферы. Оба баллона соединили друг с другом. Необходимо рассчитать парциальное давление каждого компонента в полученной смеси. Решать эту задачу начнем с вычисления количества вещества для азота и кислорода. Используя уравнение для идеального газа, получим: $P_{N_2} \cdot V_{N_2} = n_{N_2} \cdot R \cdot T \Rightarrow n_{N_2} = P_{N_2} \cdot V_{N_2} / R \cdot T = 2 \cdot 101325 \cdot 10^{-2} / (8,314 \cdot 300) = 0,812$ моль; $n_{O_2} = P_{O_2} \cdot V_{O_2} / R \cdot T = 1,5 \cdot 101325 \cdot 1,5 \cdot 10^{-2} / (8,314 \cdot 300) = 0,914$ моль. Когда два баллона соединят, произойдет перемешивание газов так, что каждый компонент займет весь объем двух баллонов. Общее давление, которое будет в системе, можно рассчитать, пользуясь также уравнением состояния идеального газа: $V_{tot} = V_{N_2} + V_{O_2} = 2,5 \cdot 10^{-2}$ м³; $n = n_{N_2} + n_{O_2} = 0,812 + 0,914 = 1,726$ моль. $P_{tot} = n \cdot R \cdot T / V_{tot} = 1,726 \cdot 8,314 \cdot 300 / (2,5 \cdot 10^{-2}) = 172199,568$ Па или 1,7 атм. Теперь можно применить формулы закона Дальтона, чтобы рассчитать парциальные давления кислорода и азота: $P_{N_2} = P_{tot} \cdot n_{N_2} / n = 1,7 \cdot 0,812 / 1,726 = 0,8$ атм.; $P_{O_2} = P_{tot} - P_{N_2} = 1,7 - 0,8 = 0,9$ атм. Отношение полученных парциальных давлений газов равно отношению количеств вещества для них. –

Алгоритм решения задач

Пример 1. В баллоне объемом 10 л находится гелий под давлением $p_1 = 1$ МПа и при температуре $T_1 = 300$ К. После того как из баллона было взято $m = 10$ г гелия, температура в нем понизилась до $T_2 = 290$ К. Определить давление p_2 гелия, оставшегося в баллоне.

Решение. Для решения задачи воспользуемся уравнением Менделеева–Клапейрона, применив его к конечному состоянию газа:

$$p_2 V = \frac{m_2}{M} R T_2, \quad (1)$$

где m_2 – масса гелия в баллоне в конечном состоянии; M – молярная масса гелия; R – молярная газовая постоянная.

Из уравнения (1) выразим искомое давление

$$p_2 = m_2 R T_2 / (M V). \quad (2)$$

Массу m_2 гелия выразим через массу m_1 , соответствующую начальному состоянию, и массу m гелия, взятого из баллона

$$m_2 = m_1 - m. \quad (3)$$

Массу m_1 гелия найдем также из уравнения Менделеева – Клапейрона, применив его к начальному состоянию:

$$m_1 = M p_1 V / (R T_1). \quad (4)$$

Подставив выражение массы m_1 в (3), а затем выражение m_2 в (1), найдем

$$p_2 = \frac{Mp_1V}{RT_1} - m \frac{RT_2}{MV}, \text{ или } p_2 = \frac{T_2}{T_1} p_1 - \frac{m}{M} \frac{RT_2}{V}. \quad (5)$$

Проверим, дает ли формула (5) единицу давления. Для этого в ее правую часть вместо символов величин подставим их единицы. В правой части формулы два слагаемых. Очевидно, что первое из них дает единицу давления, так как состоит из двух множителей, первый из которых (T_2/T_1) – безразмерный, а второй – давление. Проверим второе слагаемое:

$$\frac{[m][R][T]}{[M][V]} = \frac{1\text{кг} \cdot 1\text{Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}) \cdot 1\text{К}}{1\text{кг}/\text{моль} \cdot 1\text{м}^3} = \frac{1\text{кг} \cdot 1\text{моль} \cdot 1\text{Дж} \cdot 1\text{К}}{1\text{кг} \cdot 1\text{м}^3 \cdot \text{моль} \cdot 1\text{К}} = \frac{1\text{Дж}}{1\text{м}^3} = \frac{1\text{Нм}}{1\text{м}^3} = 1\text{Па}$$

Паскаль является единицей давления. Произведем вычисления по формуле (5), учитывая, что $M = 4 \times 10^{-3} \text{ кг/моль}$:

$$p_2 = \frac{290}{300} \cdot 10^6 - \frac{10^{-2}}{4 \cdot 10^{-3}} \cdot \frac{8,31}{10^{-2}} \cdot 290 = 3,64 \times 10^5 \text{ Па} = 0,364 \text{ МПа}.$$

Пример 2. Баллон содержит $m_1 = 80 \text{ г}$ кислорода и $m_2 = 320 \text{ г}$ аргона. Давление смеси $p = 1 \text{ МПа}$, температура $T = 300 \text{ К}$. Принимая данные газы за идеальные, определить объем V баллона.

Решение. По закону Дальтона, давление смеси равно сумме парциальных давлений газов, входящих в состав смеси. По уравнению Менделеева – Клапейрона, парциальные давления p_1 кислорода и p_2 аргона выражаются формулами

$$p_1 = m_1RT/(M_1V), \quad p_2 = m_2RT/(M_2V).$$

Следовательно, по закону Дальтона, давление смеси газов

$$p = p_1 + p_2, \text{ или } p = \frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2} \frac{RT}{V},$$

откуда объем баллона

$$V = \frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2} \frac{RT}{p}.$$

Произведем вычисления, учитывая, что $M_1 = 32 \times 10^{-3} \text{ кг/моль}$,

$M_2 = 40 \times 10^{-3} \text{ кг/моль}$ (см. табл. А.10 прил. А):

$$V = \frac{0,08}{32 \cdot 10^{-3}} + \frac{0,32}{40 \cdot 10^{-3}} \frac{8,31 \cdot 300}{10^6} = 0,0262 \text{ м}^3 = 26,2 \text{ л}.$$

Форма представления результата:

1. Название и цель работы.
2. Написать схемы уравнений реакций.
3. Сделать вывод о проделанной работе.

Тема 1.2. Термодинамика

Практическая работа № 6. Расчет теплового эффекта химической реакции.

Материальное обеспечение:

Оборудование лаборатории:

- рабочее место преподавателя;
- рабочее место студента;
- методические указания для практической работы;

Порядок выполнения работы:

1. Изучить методические указания к данной практической и лабораторной работе.
2. Определить продукты реакции
3. Выполнить отчет о проделанной работе.

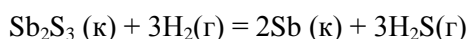
Ход работы: Для вычисления величины стандартной энтальпии (теплового эффекта) реакции

ΔH_r^0 используют следствие из закона Гесса:

стандартная энтальпия (тепловой эффект) реакции ΔH_r^0 равна сумме стандартных энтальпий образования продуктов реакции $\Sigma \Delta H_{f(\text{прод})}^0$ за вычетом суммы стандартных энтальпий образования исходных веществ $\Sigma \Delta H_{f(\text{исх})}^0$ с учетом стехиометрических количеств всех веществ и их агрегатных состояний:

$$\Delta H_r^0 = \Sigma \Delta H_{f(\text{прод})}^0 - \Sigma \Delta H_{f(\text{исх})}^0$$

Например, для реакции



$$\Delta H_r^0 = (3\Delta H_{f(\text{H}_2\text{S})}^0 + 2\Delta H_{f(\text{Sb})}^0) - (\Delta H_{f(\text{Sb}_2\text{S}_3)}^0 + 3\Delta H_{f(\text{H}_2)}^0)$$

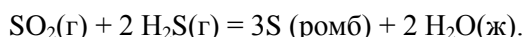
Значения стандартных энтальпий (теплот образования) приведены в таблице (см. приложение, табл.2).

Стандартные энтальпии образования простых веществ, термодинамически более устойчивых полиморфных модификаций или аллотропных форм условно приняты равными нулю:

$$\Delta H_{f(\text{H}_2)}^0 = \Delta H_{f(\text{Sb})}^0 = 0 \text{ кДж/моль.}$$

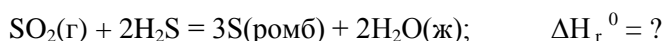
ПРИМЕР 1

Рассчитайте стандартную энтальпию (тепловой эффект) реакции



Укажите, будет ли данная реакция экзо- или эндотермической?

РЕШЕНИЕ



Вещество	SO ₂	H ₂ S	S	H ₂ O
----------	-----------------	------------------	---	------------------

ΔH_r^0	кДж/моль	-297	-20,15	0	-285,84
n	моль	1	2	3	2

$$\Delta H_r^0 = 3\Delta H_f^0(S) + 2\Delta H_f^0(H_2O) - (\Delta H_f^0(SO_2) + 2\Delta H_f^0(H_2O)) =$$

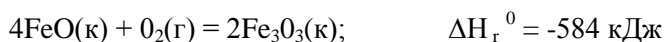
$$(3 \cdot 0 + 2(-285,84)) - (1 \cdot (-297,0) + 2 \cdot (-20,15)) = -234,5 \text{ кДж.}$$

Ответ: Стандартная энтальпия реакции равна -234,5 кДж.

Реакция экзотермическая, так как $\Delta H_r^0 < 0$.

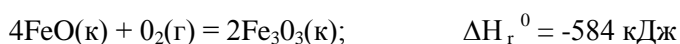
ПРИМЕР 2

По термохимическому уравнению



рассчитайте стандартную энтальпию (теплоту) образования продукта.

РЕШЕНИЕ



вещество		FeO	O ₂	Fe ₂ O ₃
ΔH_f^0	кДж/моль	-206	0	?
n	моль	4	1	2

$$\Delta H_r^0 = 2\Delta H_f^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) - (4\Delta H_f^0(\text{FeO}) + 1\Delta H_f^0(\text{O}_2))$$

$$-584 = 2\Delta H_f^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) - [4(-206) + 0].$$

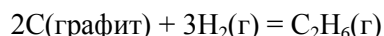
Откуда:

$$\Delta H_f^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -824 \text{ кДж/моль.}$$

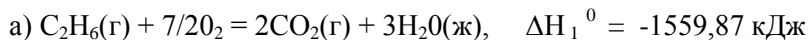
Ответ: Стандартная энтальпия (теплота) образования оксида железа (III) равна -824 кДж/моль.

ПРИМЕР 3

Рассчитайте значение стандартной энтальпии (теплоты) образования этана из простых веществ

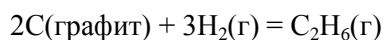


по следующим термохимическим уравнениям:

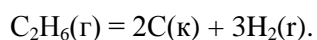
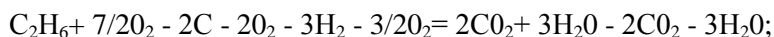


РЕШЕНИЕ

Для вычисления стандартной энтальпии (теплового эффекта ΔH_r^0) реакции образования этана из простых веществ по уравнению



следует уравнение (б) умножить на 2, уравнение (в) - на 3, а затем сумму этих уравнений вычесть из уравнения (а):



После преобразования получим уравнение (1). Проведя такие же действия со стандартными энтальпиями данных реакций, получим стандартную энтальпию (теплоту) разложения этана:

$$\Delta H_r^0 = \Delta H_1^0 - (2\Delta H_2^0 + 3\Delta H_3^0) = (-1559,87) - 2(-393,51) - 3(-285,84) = +84,67 \text{ кДж.}$$

Энтальпия образования равна энтальпии разложения с обратным знаком, поэтому стандартная энтальпия (теплота) образования этана ΔH_1^0 (C_2H_6) = - 84,67 кДж/моль.

Форма представления результата:

1. Название и цель работы.
2. Написать схемы уравнений реакций.
3. Сделать вывод о проделанной работе.

Практическая работа № 7 Расчет самопроизвольного протекания реакций.

Материальное обеспечение:

Оборудование лаборатории:

- рабочее место преподавателя;
- рабочее место студента;
- методические указания для практической работы;

Порядок выполнения работы:

1. Изучить методические указания к данной практической работе.
2. Определить, возможно ли самопроизвольное протекание реакции.
3. Выполнить отчет о проделанной работе.

Ход работы: Возможность самопроизвольного протекания химического процесса определяется стремлением системы:

- 1) к понижению внутренней энергии за счет выделения тепла ($-\Delta H$);
- 2) к увеличению неупорядоченности в расположении частиц за счет теплового движения, мерой которого является термодинамическая функция состояния, называемая энтропией.

Энтропия характеризует рассеяние, обесценение энергии, т.е. переход всех видов энергии в тепловую, и равномерное её распределение между телами. Энтропия S - мера неупорядоченности состояния системы - возрастает с увеличением движения частиц, т.е. при нагревании, испарении, плавлении, расширении газа, при разрыве связей между атомами и т.п. Процессы конденсации, кристаллизации, сжатия, упрочнения связей, полимеризации и т.п., связанные с упорядоченностью системы, ведут к уменьшению энтропии. Энтропия – функция состояния, т.е. ее изменение (ΔS) зависит только от начального (S_1) и конечного (S_2) состояния и не зависит от пути процесса:

$$\Delta S = S_2 - S_1$$

Изменение энтропии при самопроизвольном протекании химической реакции в изолированной системе всегда положительно ($\Delta S > 0$), в противном случае ($\Delta S < 0$) такое протекание реакции невозможно. Величину ΔS называют энтропией химической реакции, в стандартных условиях ее обозначают ΔS_r^0 и выражают в Дж/К. Значения ΔS_r^0 мало зависят от температуры, в дальнейшем используют значения ΔS_r^0 при 298,15 К.

Стандартная энтропия химической реакции ΔS_r^0 равна разности суммы стандартных энтропий продуктов реакции ($\sum S_{\text{прод}}^0$) и суммы стандартных энтропий исходных веществ ($\sum S_{\text{исх}}^0$).

$$\sum \Delta S_r^0 = \sum S_{\text{прод}}^0 - \sum S_{\text{исх}}^0$$

Значения стандартных (при 293,15 К) энтропий веществ, выраженные в Дж/(К·моль), приведены в таблице (см. приложение табл.3).

Перед обозначением стандартной энтропии вещества S^0 отсутствует знак Δ , так как для каждого (простого, сложного) вещества значение $S^0 > 0$ при любой температуре, отличной от абсолютного нуля. При абсолютном нуле вещества находятся в состоянии идеального кристалла с нулевым значением энтропии. Энтропия твердых веществ по значению всегда меньше, чем энтропия этих же веществ в жидком состоянии, которая меньше, чем энтропия газов.

Так как энтропия растет с повышением температуры, то ее можно считать мерой беспорядка $T \cdot \Delta S$. Таким образом, движущая сила процесса складывается из двух сил: стремления к упорядочению (ΔH) и стремления к беспорядку ($T \cdot \Delta S$). При постоянном давлении и температуре общая движущая сила процесса (ΔG) равна

$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$. Величина ΔG – энергия Гиббса – термодинамическая функция состояния. Изменение энергии Гиббса (ΔG) при самопроизвольном протекании химической реакции вне изолированной системы всегда отрицательно ($\Delta G < 0$), в противном случае ($\Delta G > 0$) такая реакция невозможна. Величину ΔG называют энергией Гиббса реакции, в стандартных условиях ее обозначают ΔG_r^0 , например при 298,15К ΔG_{298}^0 и выражают в кДж. Убыль энергии Гиббса (ΔG^0) – мера химического сродства – зависит от природы вещества, его количества и от температуры. Стандартная энергия Гиббса реакции ΔG_T^0 равна разности сумм стандартных энергий Гиббса образования продуктов ($\sum G_{\text{ф прод}}^0$) и сумм стандартных энергий Гиббса образования исходных веществ ($\sum G_{\text{ф исх}}^0$)

$$\Delta G_T^0 = \sum G_{\text{ф прод}}^0 - \sum G_{\text{ф исх}}^0$$

Стандартная энергия Гиббса образования вещества В – это энергия Гиббса реакции образования 1 моль вещества В из простых веществ, устойчивых в

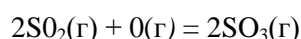
стандартных условиях. Ее обозначают как $\Delta G_{г,в}^0$, а при 298,15К как $\Delta G_{298}^0(B)$ и выражают в Дж/моль. Стандартные энергии Гиббса образования простых веществ равны нулю. Например, энергия Гиббса образования графита, кислорода, жидкой ртути, твердого йода и т.п. при 298К равна нулю. Значения стандартных энергий Гиббса образования некоторых веществ приведены в таблице (см. приложение, табл.4)

Чем меньше величина $\Delta G_{г}^0$, тем сильнее стремление к протеканию данного процесса и тем дальше он от состояния равновесия, при котором

$$\Delta G_{г}^0 = 0 \quad \text{и} \quad \Delta H_{г}^0 = T \cdot \Delta S_{г}^0$$

ПРИМЕР 1

Рассчитайте при $T = 1230\text{К}$ стандартную энергию Гиббса реакции



для которой $\Delta H_{г}^{\circ} = -198 \text{ кДж}$ и $\Delta S_{г}^{\circ} = -187 \text{ Дж/К}$. Будет ли данная реакция протекать самопроизвольно в закрытой системе при этих условиях?

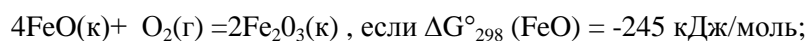
РЕШЕНИЕ

$$\Delta G_{1230}^0 = \Delta H^{\circ} - T \cdot \Delta S_{г}^{\circ} = -198 - 1230 \cdot (-0,187) = +32 \text{ кДж.}$$

Ответ: стандартная энергия Гиббса реакции при 1230К равна +32 кДж. Данная реакция в закрытой системе при стандартных условиях самопроизвольно протекать не будет, ТАК как $\Delta G_{1230}^0 > 0$.

ПРИМЕР 2

Рассчитайте при $T=298\text{К}$ стандартную энергию Гиббса реакции



$$\Delta G_{298}^{\circ}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -742 \text{ кДж/моль.}$$

РЕШЕНИЕ



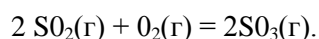
Вещество		FeO	O ₂	Fe ₂ O ₃
$\Delta G_{г}^{\circ} 298$	кДж/моль	-245	0	-742
n	моль	4	1	2

$$\begin{aligned} \Delta G_{г}^{\circ} &= \Delta G_{г}^{\circ}(\text{Fe}_2\text{O}_3) - [4 \Delta G_{г}^{\circ}(\text{FeO}) + \Delta G_{г}^{\circ}(\text{O}_2)] = \\ &= 2(-742) - 4(-245) + 0 = -504 \text{ кДж.} \end{aligned}$$

Ответ: стандартная энергия Гиббса данной реакции при 298К равна -504 кДж.

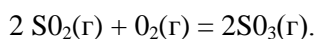
ПРИМЕР 3

На основании стандартных энтальпий (теплот) образования (см. приложение, таблица 2) и стандартных энтропий (см. приложение, таблица 3) вычислите $\Delta G_{г}^{\circ}$ реакции, протекающей по уравнению



При какой температуре наступит равновесие?

РЕШЕНИЕ



Вещество		SO ₂	O ₂	SO ₃
ΔH _f ⁰	кДж/моль	-296,9	0	-396,1
S ⁰	кДж/(моль·К)	248,1	205	-256,4
ΔG _f ⁰	кДж/моль	-300,2	0	-370,0
n	моль	2	1	2

Стандартная энтальпия (тепловой эффект) реакции ΔH_r⁰

$$\begin{aligned} \Delta H_r^0 &= 2\Delta H_f^0(\text{SO}_3) - \Delta H_f^0(\text{O}_2) - 2\Delta H_f^0(\text{SO}_2) = \\ &= 2(-396,1) - 0 - 2(-296,9) = -198,4 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

Стандартная энтропия реакции S_r⁰

$$\begin{aligned} S_r^0 &= S^0(\text{SO}_3) - 2S^0(\text{SO}_2) - S^0(\text{O}_2) = \\ &= 2(-256,4) - 2 \cdot 248,1 - 205 = -188,4 \text{ Дж/(К·моль)}. \end{aligned}$$

Стандартная энергия Гиббса реакции ΔG₂₉₈⁰

$$\Delta G_{298}^0 = \Delta H_r^0 - T \cdot S_r^0 = -198,4 - 298(-0,1884) = -142,26 \text{ кДж}.$$

Температура (Т), при которой наступит равновесие:

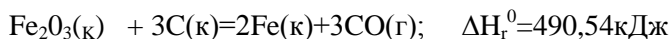
$$T = \Delta H_r^0 / \Delta S_r^0 = -198,4 / (-0,1884) = 1053,08 \text{ К}$$

Ответ: стандартная энергия Гиббса реакции -142,26 кДж;

температура, при которой наступит равновесие 1053,08 К.

ПРИМЕР 4

Возможна ли реакция восстановления Fe₂O₃ углеродом при температурах 500 и 1000 К?



РЕШЕНИЕ

Стандартная энтропия реакции ΔS_r⁰

$$\begin{aligned} \Delta S_r^0 &= 3 S^0(\text{CO}) + 2 S^0(\text{Fe}) - S^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) - 3 S^0(\text{C}) = \\ &= 3 \cdot 197,91 + 2 \cdot 27,2 - 89,96 - 3 \cdot 5,69 = 541 \text{ Дж/(К·моль)}. \end{aligned}$$

Энергия Гиббса при 500 и 1000К:

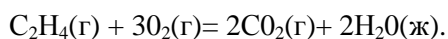
$$\Delta G_{500}^0 = \Delta H_r^0 - T \cdot \Delta S_r^0 = 490,54 - 500 \cdot 0,541 = +219,99 \text{ кДж};$$

$$\Delta G_{1000}^0 = 490,54 - 1000 \cdot 0,541 = -50,56 \text{ кДж}.$$

Ответ: восстановление возможно при 1000К (ΔG₁₀₀₀⁰ < 0) и невозможно при 500 К (ΔG₅₀₀⁰ > 0).

Контрольные задания:

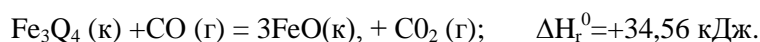
1. На основании стандартных энтальпий (теплоты) образования и стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG₂₉₈⁰ реакции, протекающей по уравнению:



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

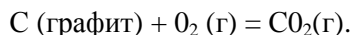
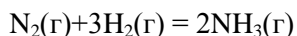
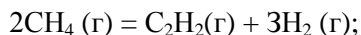
Ответ: -1331,21 кДж.

2. Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления Fe_3O_4 , протекающая по уравнению:



Ответ: 1102,4 кДж.

3. Вычислите изменение энтропии для реакций:



Почему в этих реакциях $\Delta S_r^0 > 0$; < 0 ; $= 0$?

Ответ; 220,21 Дж/К; -198,26 Дж/К; 2,93 Дж/К

4. Вычислите, при какой температуре начнется диссоциация пентахлорида фосфора, протекающая по уравнению:



Ответ: 509 К.

5. Вычислите ΔG_{298}^0 реакций взаимодействия оксидов бериллия, кальция и бария с CO_2 , пользуясь величинами стандартных энергий Гиббса образования. Какие из карбонатов можно получить? Какая реакция идет наиболее энергично? Ответ: +31,24. кДж, -130,17кДж; -216,02 кДж.

Форма предоставления отчета:

1. Название и цель работы.
2. Написать схемы уравнений реакций.
3. Сделать вывод о проделанной работе.

Тема 1.3.

Химическая кинетика и катализ

Практическая работа № 8 Расчет скорости реакции

Материальное обеспечение:

Оборудование лаборатории:

- рабочее место преподавателя;
- рабочее место студента;
- методические указания для практической работы;

Порядок выполнения работы:

1. Изучить методические указания к данной практической работе.
2. Определить скорость реакции
3. Выполнить отчет о проделанной работе.

Порядок выполнения работы:

1. Изучить методические указания к данной практической работе.
2. Определить продукты реакции
3. Выполнить отчет о проделанной работе.

Ход работы:

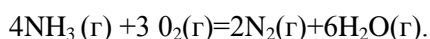
1. **Исходная концентрация** реагирующего вещества - то количество вещества в 1 дм^3 раствора или газа, которое берется для химического взаимодействия.

2. **Количество вещества** в 1 дм^3 , **вступившего в химическое взаимодействие (изменение концентрации)**. В химическое взаимодействие вступает не все взятое количество вещества, а лишь часть его. Эта часть вещества может быть задана либо в процентах от исходного количества, либо в молях, либо неизвестно, какое количество вещества вступило в химическое взаимодействие. В этом случае количество в 1 дм^3 одного из веществ, вступившего в реакцию, обозначают через X , а количество остальных взаимодействующих веществ выражается через X , пропорционально стехиометрическим коэффициентам данной реакции.

3. **Текущая концентрация** означает количество вещества в 1 дм^3 , имеющееся в наличии на данный момент.

ПРИМЕР 1

Реакция идет по уравнению



Исходные концентрации аммиака и кислорода соответственно равны $0,6$ и $0,8$ моль/ дм^3 . Вычислить концентрации всех веществ, когда прореагирует 20% аммиака.

РЕШЕНИЕ

По мере протекания реакции концентрация исходных веществ уменьшается, а концентрация продуктов реакции увеличивается. Изменение концентраций всех веществ происходит в соответствии со стехиометрическим уравнением реакции, где указаны числа молей реагентов, вступивших в реакцию и продуктов, образовавшихся в результате реакции.

1). Найдем, сколько моль аммиака вступило в реакцию:

$0,6$ моль составляет 100%

x моль составят 20% , отсюда

$$x = 0,6 \cdot 20 / 100 = 0,12 \text{ моль/дм}^3.$$

2). Найдем, сколько моль аммиака осталось после взаимодействия:

$$0,6 - 0,12 = 0,48 \text{ моль.}$$

3). Найдем, сколько моль кислорода вступило в реакцию. Из уравнения реакции следует, что с 4 молями NH_3 взаимодействует 3 моль O_2 ;

с $0,12$ молями NH_3 взаимодействует x моль O_2 .

Составляем пропорцию:

$4: 3 = 0,12 : x$, отсюда

$$x = 3 \cdot 0,12 / 4 = 0,09 \text{ моль/дм}^3.$$

4). Найдем, сколько моль кислорода осталось после взаимодействия. Количество оставшегося кислорода равно разности между исходным количеством и количеством кислорода, вступившим в химическое взаимодействие, поэтому имеем:

$$0,8 - 0,09 = 0,71 \text{ моль/дм}^3.$$

5). Найдем, сколько моль азота образовалось в результате взаимодействия. Количество образовавшегося азота можно найти либо по количеству прореагировавшего аммиака, либо по количеству прореагировавшего кислорода. Из уравнения реакции следует что:

из 4 моль NH_3 образуется 2 моль N_2

из 0,12 моль NH_3 образуется x моль N_2 , отсюда

$$x = 0,12 \cdot 2 / 4 = 0,06 \text{ моль/дм}^3.$$

б) Найдем, сколько моль воды образовалось в результате взаимодействия. Количество образовавшейся воды можно найти либо по количеству прореагировавшего аммиака, либо по количеству прореагировавшего кислорода. Из уравнения реакции следует что:

из 3 моль O_2 образуется 6 моль H_2O

из 0,09 моль O_2 образуется x моль H_2O , отсюда

$$X = 0,09 \cdot 6 / 3 = 0,18 \text{ моль/дм}^3.$$

Оформим решение этой задачи в виде следующей таблицы:

Вещество	Исходная концентрация, моль/дм ³	Количество вещества, вступившего в химическое взаимодействие, моль/дм ³	Текущая (конечная) концентрация, моль/дм ³
NH_3	0,6	0,12	0,48
O_2	0,8	0,9	0,71
N_2	-	-	0,06
H_2O	-	-	0,18

Ответ: конечные концентрации веществ составили: NH_3 - 0,48 моль/дм³, O_2 - 0,71 моль/л, N_2 - 0,06 моль/дм³, H_2O - 0,18 моль/дм³.

ПРИМЕР 2

Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции

$2\text{NO}_g + \text{O}_{2g} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2g}$, к моменту, когда концентрация кислорода станет равной 2 моль/дм³, если исходные концентрации участвующих в реакции веществ были: NO - 6 моль/дм³, O_2 - 3,5 моль/дм³, NO_2 - 1 моль/дм³?

РЕШЕНИЕ

1. Найдем, сколько моль кислорода вступило в химическое взаимодействие. Поскольку исходная концентрация кислорода равна 3,5 моль/дм³, а после

взаимодействия осталось 2 моль/дм³ кислорода, то в химическое взаимодействие вступило 3,5-2 = 1,5 моль/дм³ кислорода.

2. Найдем, сколько оксида азота вступило в химическое взаимодействие. Из уравнения реакции следует, что:

с 2 молями NO взаимодействует 1 моль O₂

с x молями NO взаимодействует 1,5 моль O₂, отсюда

$$x = (2 \cdot 1,5) / 1 = 3 \text{ моль/дм}^3.$$

3. Найдем, сколько оксида азота осталось после химического взаимодействия:

$$6 - 3 = 3 \text{ моль/дм}^3.$$

4. Найдем, сколько диоксида азота получилось после химического взаимодействия. Из уравнения реакции следует, что:

из 2 моль NO образуется 2 моль NO₂

из 3 моль NO образуется x моль NO₂, отсюда

$$x = 3 \cdot 2 / 2 = 3 \text{ моль/дм}^3.$$

5. Найдем количество диоксида азота в данный момент:

$$1 + 3 = 4 \text{ моль/дм}^3.$$

6. Найдем начальные скорости прямой и обратной реакций. Из закона действующих масс следует:

$$\bar{v}_{\text{нач}} = \bar{k} \cdot C^2(\text{NO}) \cdot C(\text{O}_2) = \bar{k} \cdot 6^2 \cdot 3,5 = 126 \bar{k}$$

$$\bar{v}_{\text{нач}} = \bar{k} \cdot C^2(\text{NO}_2) = \bar{k} \cdot 1^2 = \bar{k}.$$

7. Найдем скорости прямой и обратной реакций после химического взаимодействия:

$$\bar{v}_{\text{кон}} = \bar{k} \cdot C^2(\text{NO}) \cdot C(\text{O}_2) = \bar{k} \cdot 3^2 \cdot 2 = 18 \bar{k};$$

$$\bar{v}_{\text{кон}} = \bar{k} \cdot C^2(\text{NO}_2) = \bar{k} \cdot 4^2 = 16 \bar{k}.$$

8. Определим, во сколько раз изменились скорости прямой и обратной реакций после химического взаимодействия:

$n = 126 \bar{k} / 18 \bar{k} = 7$ - скорость прямой реакции уменьшилась в 7 раз.

$n = 16 \bar{k} / \bar{k} = 16$ - скорость обратной реакции увеличилась в 16 раз.

Оформим решение этой задачи в виде следующей таблицы:

Вещество	Исходная концентрация,	Количество вещества, вступившего в химическое	Текущая (конечная) концентрация,
----------	------------------------	---	----------------------------------

	моль/дм ³	взаимодействие, моль/дм ³	моль/дм ³
NO	6	3	3
O ₂	3,5	3,5 – 2 = 1,5	2
NO ₂	1	-	3 + 1 = 4

Форма представления результата:

1. Название и цель работы.
2. Написать схемы уравнений реакций.
3. Сделать вывод о проделанной работе.

Практическая работа № 9 Расчет энергии активации.

Материальное обеспечение:

Оборудование лаборатории:

- рабочее место преподавателя;
- рабочее место студента;
- методические указания для практической работы;

Порядок выполнения работы:

1. Изучить методические указания к данной практической работе.
2. Определить энергию активации данной реакции
3. Выполнить отчет о проделанной работе.

Ход работы: Зависимость скорости химической реакции *от температуры* выражается эмпирическим *правилом Вант-Гоффа*, согласно которому при увеличении температуры на 10⁰ скорость большинства гомогенных реакций увеличивается в 2-4 раза. Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость химической реакции при повышении температуры на 10 градусов, названо *температурным коэффициентом γ* . Математически правило Вант-Гоффа можно выразить следующим образом:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

где v_{T_2} и v_{T_1} - скорости химической реакции при температурах T_2 и T_1 . Множитель $\gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ показывает увеличение скорости реакции при повышении температуры.

При концентрациях реагирующих веществ 1 моль/дм³ скорость химической реакции численно равна константе скорости k , поэтому правило Вант-Гоффа можно записать так:

$$k_{T_2} = k_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

Это уравнение показывает, что константа скорости зависит от температуры так же, как и скорость процесса.

Правило Вант-Гоффа является весьма приближенным. Более точно зависимость константы скорости от температуры описывается *уравнением Аррениуса*:

$$\lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_{акт} \cdot (T_2 - T_1)}{2,3 \cdot R \cdot T_2 \cdot T_1},$$

где $E_{акт}$ - энергия активации химической реакции, Дж/моль;

Правило Вант-Гоффа в данном случае можно записать в виде

$$\frac{\tau_1}{\tau_2} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \text{ откуда } \tau_1 = \tau_2 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 20 \cdot 2^{\frac{150 - 50}{10}} = 20 \cdot 2^{10} = 20480 \text{ мин или } 341 \text{ ч } 20 \text{ мин.}$$

При температуре 50°C эта реакция заканчивается за 341ч 20 мин. Найдем, во сколько раз уменьшится скорость этой реакции: $n = 20480/20 = 1024$ раза.

Скорость реакции уменьшится в 1024 раза.

Пример: При температуре $t_1 = 127^\circ\text{C}$ константа скорости некоторой реакции равна $0,5 \text{ дм}^3/(\text{моль}\cdot\text{с})$, а при температуре $t_2=47^\circ\text{C}$ - $5 \cdot 10^{-3} \text{ дм}^3/(\text{моль}\cdot\text{с})$. Определить энергию активации реакции.

Решение: Из уравнения выразим энергию активации:

$$E_{акт} = \frac{2,3 \cdot R \cdot T_2 \cdot T_1 \cdot \lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}}}{(T_2 - T_1)}$$

$$T_1 = 127 + 273 = 400 \text{ К}$$

$$T_2 = 47 + 273 = 320 \text{ К},$$

$$R = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль}\cdot\text{К}).$$

Подставим цифровые данные задачи:

$$E_{акт} = \frac{2,3 \cdot R \cdot 400 \cdot 320 \cdot \lg \frac{5 \cdot 10^{-3}}{0,5}}{(320 - 400)} = 61161,6 \text{ Дж/ моль} = 61,16 \text{ кДж/ моль.}$$

Задачи для решения:

1. При 10°C реакция заканчивается за 95с, а при 20°C – за 60с. Вычислите энергию активации.

2. Константа скорости реакции при 600 К равна 7,5, а при 650 К равна $4,5 \cdot 10^2$. Вычислите энергию активации реакции.

3. Энергия активации реакции равна 103,5 кДж/моль. Константа скорости этой реакции при 298 К равна $2,03 \cdot 10^{-3}$. Вычислите константу скорости этой реакции при 288 К.
4. Константы скорости реакции омыления пропилового эфира уксусной кислоты щелочью при 283 и 293 К соответственно равны 2,15 и 4,23. Найдите энергию активации этой реакции.
5. Рассчитайте энергию активации химической реакции, если скорости реакции при 273 и 280 К соответственно равны $4,04 \cdot 10^{-5}$ и $7,72 \cdot 10^{-5}$.

Форма представления результата:

1. Название и цель работы.
2. Написать схемы уравнений реакций.
3. Сделать вывод о проделанной работе

Практическая работа № 10 Изучение диаграммы состояния воды

Материальное обеспечение:

Оборудование лаборатории:

- рабочее место преподавателя;
- рабочее место студента;
- методические указания для практической работы;

Порядок выполнения работы:

1. Изучить методические указания к данной практической работе.
2. Определить фазы состояния воды.
3. Выполнить отчет о проделанной работе.

Ход работы: Определить водяной эквивалент внутреннего стакана с мешалкой по

формуле: $W_1 = Cq = 38$, где c - вес стакана с мешалкой (г)

W_1 - водяной эквивалент стакана с мешалкой $C = 0,19$ кал/град. - теплоёмкость стекла Вес стакана взять у преподавателя.

Определить водяной эквивалент погружённой части термометра по формуле: $I U_2 = C U = 0,46 \cdot 2,3$ кал/г.град. Определить водяной эквивалент калориметра по формуле

$$IV = IV_1 + IV_2$$

Во внутренний стакан калориметра налить 200мл. 0,1 н. раствора

NaOH, опустить в щёлочь нижнюю часть термометра Бекмана и спокойно помешивать жидкость мешалкой в течении 2 минут. Тем временем пипеткой с делениями набрать заданное преподавателем

количество соляной кислоты, вылить её в стаканчик и держать на готове.

В ноль- момент взять отсчет по термометру, затем через минуту взять ещё отсчёт по термометру и так продолжать до восьмой минуты включительно, занося данные в таблицу №

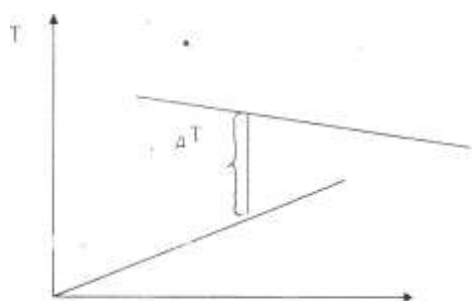
Температура $NaOH + HCl$		Температура $NaOH + HNO_3$		Температура $NaOH + H_2SO_4$	
до реакции	после реакции	до реакции	после реакции	до реакции	после реакции

В 8-ую минуту в щёлочь влить приготовленную кислоту при непрерывном и осторожном перемешивании раствора. В 9-ую минуту взять ещё отсчёт по термометру и так продолжать до 16-ой минуты включительно.

Повторить операции 4, 5, 6, с двумя другими кислотами.

Убрать рабочее место.

По данным опыта построить три графика, откладывая на оси ординат температуру, а на оси абсцисс время, и по этим графикам для каждой реакции найти термический эффект T , как показано схематически



на рис. №1

Тепловой эффект нейтрализации для каждой реакции вычислить по формуле: $Q = (Cm + IV) \cdot T$.

Форма представления результата:

1. Название и цель работы.
2. Написать схемы уравнений реакций.
3. Сделать вывод о проделанной работе.

Практическая работа № 11. Использование принципа Ле - Шателье для определения направления.

Материальное обеспечение:

Оборудование лаборатории:

- рабочее место преподавателя;
- рабочее место студента;
- методические указания для практической работы;

Порядок выполнения работы:

1. Изучить методические указания к данной практической работе.
2. Определить продукты реакции
3. Выполнить отчет о проделанной работе.

Ход работы: Состояние химического равновесия сохраняется при данных неизменных условиях любое время. При изменении условий равновесие нарушается и смещается в правую или левую сторону. Химическое равновесие называют подвижным. Оно смещается в ту или иную сторону потому, что изменение условий по-разному влияет на скорости прямой и обратной реакций, тем самым нарушая равенство скоростей.

Направление смещения равновесия в общем случае определяется принципом Ле-Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать внешнее воздействие, то равновесие смещается в том направлении, которое ослабляет эффект внешнего воздействия. Смещение равновесия может быть вызвано:

1. изменением температуры;
2. изменением концентрации одного из реагентов;
3. изменением давления.

Остановимся на влиянии каждого из этих факторов на состояние химического равновесия более подробно. Изменение температуры. Повышение температуры вызывает увеличение константы скорости эндотермического процесса ($\Delta H^0_T > 0$ и $\Delta U^0_T > 0$) и уменьшение константы скорости экзотермического процесса ($\Delta H^0_T < 0$ и $\Delta U^0_T < 0$), следовательно, при повышении температуры равновесие смещается в сторону протекания эндотермической реакции, а при понижении температуры – экзотермической реакции. Например: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ $\Delta H^0_T = -92,4$ кДж/моль, т.е. прямой процесс экзотермический, следовательно, при увеличении температуры равновесие сместится влево (в сторону протекания обратной реакции). Изменение концентрации.

При увеличении концентрации какого-либо из веществ равновесие смещается в сторону расхода этого вещества, а уменьшение концентрации какого-либо вещества смещает равновесие в сторону его образования. Например, для реакции $2HCl_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + Cl_{2(g)}$ увеличение концентрации хлороводорода приводит к смещению равновесия вправо (в сторону протекания прямой реакции). Этот же результат можно получить при уменьшении концентрации водорода или хлора.

Изменение давления. Если в реакции участвует несколько газообразных веществ, то при повышении давления равновесие смещается в сторону образования меньшего количества молей газообразных веществ в газовой смеси и, соответственно, в сторону уменьшения давления в системе. Наоборот, при понижении давления равновесие смещается в сторону образования большего количества молей газа, что вызывает увеличение давления $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$, 1 моль + 3 моль \rightleftharpoons 2 мол. При увеличении давления в системе равновесие данной реакции смещается вправо (в сторону протекания прямой реакции).

Если в прямой и обратной реакциях участвует одинаковое количество молей газообразных веществ, то изменение давления не вызывает смещения химического равновесия.

Катализатор на смещение равновесия влияния не оказывает, он только ускоряет наступление химического равновесия в системе.

Влияние изменения условий на положение химического равновесия представлено в таблице:

Влияние изменения условий на положение химического равновесия

Условие	Изменение условия	Направление смещения равновесия
Температура	Повышается	В сторону эндо- термической реакции ($\Delta H_r > 0$).
	Понижается	В сторону экзо- термической реакции ($\Delta H_r < 0$)
Давление	Повышается	В сторону образования меньшего числа молей газообразных вещества.
	Понижается	В сторону образования большего числа молей газообразных веществ
Концентрация	Повышается	В сторону реакции, по которой вводимое вещество расходуется.
	Понижается	В сторону реакции, по которой образуется вещество, концентрация которого уменьшается

Форма представления результата:

1. Название и цель работы.
2. Написать схемы уравнений реакций.
3. Сделать вывод о проделанной работе.

Тема 1.5. Растворы

Практическая работа № 12 Расчет концентрации растворов.

Практическая работа № 13 Способы выражения концентрации растворов.

Материальное обеспечение:

Оборудование лаборатории:

- рабочее место преподавателя;
- рабочее место студента;
- методические указания для практической работы;

Порядок выполнения работы:

1. Изучить методические указания к данной практической работе.
2. Определить концентрации предложенных растворов.

3. Выполнить отчет о проделанной работе.

Ход работы:

КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРА – это количественная характеристика раствора, определяющая относительное содержание в нем растворенного вещества и растворителя.

Существуют различные способы выражения концентрации раствора:

- 1) массовая доля растворенного вещества;
- 2) молярная концентрация (молярность);
- 3) молярная концентрация эквивалента (нормальность);
- 4) моляльная концентрация (моляльность);
- 5) титр;
- 6) мольная доля растворенного вещества.

ПРИМЕР 1

Вычислите все известные концентрации для раствора карбоната калия, если известно, что 0,5 дм³ раствора содержат 54,5 г K₂CO₃. Плотность раствора 1,09 г/см³

РЕШЕНИЕ

1. МАССОВАЯ ДОЛЯ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА показывает, какую часть массы всего раствора составляет масса растворенного вещества, Массовую долю находят как отношение массы растворенного вещества $m_{в-ва}$ к массе всего раствора $m_{р-ра}$ и выражают:

в долях единицы
$$\omega = \frac{m_{в-ва}}{m_{р-ра}}$$

или

в процентах
$$\omega = \frac{m_{в-ва}}{m_{р-ра}} \cdot 100, (\%)$$

Массовая доля в процентах $\omega\%$ показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100 г раствора.

Чтобы вычислить массовую долю K₂CO₃, необходимо знать массу K₂CO₃ и массу всего раствора. По условию $m(K_2CO_3) = 54,5$ г.

Массу раствора можно найти, зная его плотность и объем:

$$m_{р-ра} = \rho \cdot V_{р-ра} = 1,09(\text{г/см}^3) \cdot 500(\text{см}^3) = 545 (\text{г});$$

$$V_{р-ра} = 0,5 \text{ дм}^3 = 500 \text{ см}^3$$

Отсюда, массовая доля карбоната калия в растворе равна

$$\omega(K_2CO_3) = m(K_2CO_3) / m_{р-ра} = 54,5 / 545 = 0,1 \text{ (или } 10\%).$$

2. МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРА C_m показывает, какое количество растворенного вещества (в моль) содержится в 1 дм³ раствора.

Молярную концентрацию (моль/ дм³) находят по формуле

$$C_m = \frac{n_{в-ва}}{V_{р-ра}},$$

где $n_{в-ва}$ - количество растворенного вещества, моль;

$V_{р-ра}$ - объем раствора, дм³.

Зная массу вещества в растворе и его молярную массу (M), можно найти количество вещества (в моль):

$$n(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва}) / M(\text{в-ва}).$$

$$M(\text{K}_2\text{CO}_3) = 2 \cdot 39 + 12 + 3 \cdot 16 = 138 \text{ (г/моль)};$$

$$n(\text{K}_2\text{CO}_3) = m(\text{K}_2\text{CO}_3) / M(\text{K}_2\text{CO}_3) = 54,5(\text{г}) / 138(\text{г/моль})$$

$$n(\text{K}_2\text{CO}_3) = 0,395(\text{моль}).$$

Отсюда молярность раствора равна

$$C_m = n(\text{K}_2\text{CO}_3) / V(\text{р-ра}) = 0,395(\text{моль}) / 0,5(\text{дм}^3) = 0,79(\text{моль} / \text{дм}^3).$$

Или можно сказать, что мы имеем 0,79 М раствор карбоната калия.

3.МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ЭКВИВАЛЕНТА $C_{\text{ЭК}}$ (или нормальная, или эквивалентная концентрация) показывает, сколько моль эквивалентов растворенного вещества содержится в 1 дм^3 раствора. Молярную концентрацию эквивалента (моль/ дм^3) находят по формуле

$$C_{\text{ЭК}} = \frac{n_{\text{ЭК в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}}.$$

Число моль эквивалентов вещества можно найти, зная его массу в растворе и эквивалентную массу $M_{\text{ЭК}}$.

$$n_{\text{ЭК}}(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва}) / M_{\text{ЭК}}(\text{в-ва})$$

Эквивалент - это условная или реальная частица соответствующая в реакциях обмена одному атому водорода (H), а в окислительно-восстановительных реакциях - одному электрону.

Один моль эквивалентов характеризуют массой

$$M_{\text{ЭК}}(\text{в-ва}) = f_{\text{ЭК}} \cdot M(\text{в-ва}),$$

где $M(\text{в-ва})$ - молярная масса вещества (г/моль),

$f_{\text{ЭК}}$ - фактор эквивалентности, показывающий, какую часть от реальной частицы (молекулы, атома, иона и т.д.) вещества, составляет эквивалент этого вещества. Для реакций обмена:

$$f_{\text{ЭК}} = \frac{1}{z_{\text{кт}} \cdot n_{\text{кт}}},$$

где $z_{\text{кт}}$ - заряд катиона (функциональной группы) в формуле вещества;

$n_{\text{кт}}$ - число катионов (функциональных групп) в формуле вещества.

Для K_2CO_3 заряд катиона +1, а число их равно 2, следовательно, фактор эквивалентности равен $f_{\text{ЭК}}(\text{K}_2\text{CO}_3) = 1/2$.

$$\text{Молярная масса эквивалента } M_{\text{ЭК}}(\text{K}_2\text{CO}_3) = 1/2 M(\text{K}_2\text{CO}_3) = 138/2 = 69(\text{г/моль эк}),$$

$$\text{число моль эквивалентов } n_{\text{ЭК}}(\text{K}_2\text{CO}_3) = m(\text{K}_2\text{CO}_3) / M_{\text{ЭК}}(\text{K}_2\text{CO}_3) = 54,5(\text{г}) / 69(\text{г/моль-эк}) = 0,79(\text{моль}).$$

Молярная концентрация эквивалента для раствора карбоната калия равна:

$$C_{\text{ЭК}} = n_{\text{ЭК}}(\text{K}_2\text{CO}_3) / V(\text{р-ра}) = 0,79(\text{моль/дм}^3) / 0,5(\text{моль/дм}^3) = 1,58 \text{ (моль} / \text{дм}^3).$$

Или можно сказать, что мы имеем 1,58 Н раствор карбоната калия.

Молярная концентрация эквивалента во столько раз больше молярной, во сколько раз $M_{\text{ЭК}}(\text{в-ва})$ меньше $M(\text{в-ва})$:

$$C_m = f_{\text{ЭК}} \cdot C_{\text{ЭК}}.$$

4.МОЛЯЛЬНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ C_m показывает, сколько моль растворенного вещества приходится на 1 кг растворителя. Моляльность находят по формуле

$$C_m = \frac{n_{в-ва}}{m_{р-ля}}, \text{ (моль/кг)}.$$

Массу растворителя $m_{(р-ля)}$ можно найти как разность между массой всего раствора и массой растворенного вещества:

$$m_{(р-ля)} = m_{(р-ра)} - m_{(в-ва)};$$

$$m_{(H_2O)} = m_{(р-ра)} - m_{(K_2CO_3)} = 545 - 54,5 = 490,5(\text{г}) = 0,491 \text{ (кг)};$$

$$n_{(K_2CO_3)} = 0,395 \text{ (моль)};$$

Отсюда моляльная концентрация раствора равна:

$$C_m = n_{(K_2CO_3)} / m_{(H_2O)} = 0,395(\text{моль}) / 0,491(\text{кг}) = 0,804(\text{моль/кг}_{H_2O}).$$

5.ТИТР T раствора показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 1 см^3 раствора. Титр можно вычислить по формуле

$$T = \frac{m_{в-ва}}{V_{р-ра}}, \text{ (г/см}^3\text{)}.$$

Для раствора карбоната калия титр равен

$$T = m_{(K_2CO_3)} / V_{(р-ра)} = 54,5 / 500 = 0,109 \text{ (г/см}^3\text{)}.$$

6.МОЛЬНУЮ ДОЛЮ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА N находят как отношение числа моль растворенного вещества к общему числу моль всех веществ в растворе:

$$N = \frac{n_{в-ва}}{n_{в-ва} + n_{р-ля}}.$$

Для раствора K_2CO_3 : $n_{(K_2CO_3)} = 0,395$ (моль)

$$n_{(H_2O)} = m_{(H_2O)} / M_{(H_2O)} = 490,5(\text{г}) / 18(\text{г/моль}) = 27,25(\text{моль})$$

$$M_{(H_2O)} = 2 \cdot 1 \cdot 16 = 18(\text{г/моль})$$

Мольная доля карбоната калия в растворе равна

$$N_{(K_2CO_3)} = 0,395 / (0,395 + 27,25) = 0,014$$

ПРИМЕР 2

Сколько см^3 96%-ного (по массе) раствора серной кислоты плотностью 1,84 г/см^3 потребуется для приготовления 2 дм^3 0,25 М раствора?

РЕШЕНИЕ

1. Найдем массу серной кислоты, содержащейся в 2 дм^3 0,25 М раствора ($C_m = 0,25$ моль/ дм^3)

$$C_m = n/V = m_{(в-ва)} / M_{(в-ва)} \cdot V_{(р-ра)}$$

Отсюда

$$m_{(в-ва)} = C_m \cdot V_{(р-ра)} \cdot M.$$

$$m_{(в-ва)} = 0,25 \text{ (моль/дм}^3\text{)} \cdot 2(\text{дм}^3) \cdot 98(\text{г/моль}) = 49(\text{г}).$$

2. Найдем массу 96%-ного раствора H_2SO_4 , содержащего столько же серной кислоты:

$$\omega = m_{(в-ва)} \cdot 100\% / m_{(р-ра)}$$

Отсюда

$$m(p\text{-ра}) = m(v\text{-ва}) \cdot 100\% / \omega$$

$$m(96\% \text{-ного } p\text{-ра}) = 49 / 0,96 = 51(\text{г})$$

Или по пропорции

$$49\text{г } H_2SO_4 \quad - \quad 96\%$$

$$m(p\text{-ра}) \quad - \quad 100\%$$

$$m(p\text{-ра}) = 49 \cdot 100 / 96 = 51(\text{г}).$$

3. Найдем объем 96%-ного раствора серной кислоты массой 51г.

$$V(p\text{-ра}) = m(p\text{-ра}) / \rho = 51,0(\text{г}) / 1,84(\text{г/см}^3) = 27,7(\text{см}^3)$$

Итак, для приготовления 2 см³ 0,25 М раствора серной кислоты потребуется 28 см³ раствора с массовой долей H₂SO₄ 96%.

ПРИМЕР 3

Пересчет концентраций.

Плотность 0,06 М раствора сульфата алюминия равна 1,019 г/см³. Вычислите: ω , $C_{\text{эк}}$, C_m , T , N .

РЕШЕНИЕ

Молярная концентрация раствора - 0,06 моль/дм³. Следовательно, в 1 дм³ раствора содержится 0,06 моль Al₂(SO₄)₃. Найдем все необходимые для расчета концентраций характеристики раствора, растворенного вещества и растворителя (для 1 дм³ раствора).

Для раствора:

$$m(p\text{-ра}) = \rho \cdot V = 1,019 (\text{г/см}^3) \cdot 1000 (\text{см}^3) = 1019 (\text{г}). \text{ Для растворенного вещества:}$$

$$M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot (32 + 4 \cdot 16) = 342 (\text{г/моль});$$

$$f_{\text{эк}} = 1 / (3 \cdot 2) = 1/6$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = M / 6 = 57 (\text{г/моль эк});$$

$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,06 (\text{моль});$$

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = n \cdot M = 0,06 \cdot 342 = 20,52 (\text{г})$$

$$(\text{или } n_{\text{эк}} = m / M_{\text{эк}} = 20,52 / 57) = 0,36 (\text{моль-эк})$$

Для растворителя

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(p\text{-ра}) - m(v\text{-ва}) = 1019 - 20,52 = 998,48 (\text{г}) = 0,998 (\text{кг});$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / M(\text{H}_2\text{O}) = 998,48 / 18 = 55,47 (\text{моль}).$$

Подставим найденные характеристики в формулы для вычисления концентраций:

$$\omega(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) / m(p\text{-ра}) = 20,52 / 1019 = 0,02 = 2\%;$$

$$C_{\text{эк}} = n_{\text{эк}} / V(p\text{-ра}) = 0,36 (\text{моль}) / 1 (\text{дм}^3) = 0,36 \text{ моль эк/дм}^3$$

$$C_m = n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) / m(\text{H}_2\text{O}) = 0,06 (\text{моль}) / 0,998 (\text{кг}) = 0,06;$$

$$T = m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) / V(p\text{-ра}) (\text{см}^3) = 20,52 (\text{г}) / 100 (\text{см}^3) = 0,205;$$

$$N(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = n(v\text{-ва}) / (n(v\text{-ва}) + n(\text{H}_2\text{O})) = 0,06 / (0,06 + 55,47) = 0,001.$$

Контрольные задания:

1. Плотность 5 %-го раствора карбоната калия равна $1,04\text{г/см}^3$. Вычислите молярную, нормальную, моляльную концентрации этого раствора.
2. Сколько см^3 30 %-го раствора (по массе) фосфорной кислоты плотностью $1,3\text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 100 см^3 0,6 н раствора?
3. Какую массу столового уксуса с массовой долей уксусной кислоты 9% можно приготовить из 90 г раствора с массовой долей уксусной кислоты 80%? Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента приготовленного раствора, если его плотность принять равной 1 г/см^3 .
4. В 400 см^3 воды растворили 20 г нитрата кальция. Получился раствор плотностью $1,06\text{ г/см}^3$. Вычислите массовую долю, моляльную, нормальную концентрации и титр раствора.
5. Какой объем 50 %-го раствора КОН плотностью $1,54\text{г/см}^3$ требуется для приготовления 3 дм^3 0,1 н раствора?

Форма представления результата:

1. Название и цель работы.
2. Написать схемы уравнений реакций.
3. Сделать вывод о проделанной работе.

Тема 2.1

Электрохимия

Практическая работа № 14. Расчет электропроводности растворов электролитов

Материальное обеспечение:

Оборудование лаборатории:

- рабочее место преподавателя;
- рабочее место студента;
- методические указания для практической работы;

Порядок выполнения работы:

1. Изучить методические указания к данной практической работе.
2. Определить продукты реакции
3. Выполнить отчет о проделанной работе.

Порядок выполнения работы:

1. Изучить методические указания к данной практической и лабораторной работе.

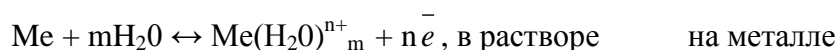
2. Определить продукты реакции

3. Выполнить отчет о проделанной работе.

Ход работы: Согласно современным представлениям в металле устанавливается равновесие между нейтральными атомами, катионами и электронами, которое можно представить в виде упрощенной схемы



Если металлическую пластинку опустить в воду, то катионы металла на ее поверхности гидратируются полярными молекулами воды и переходят в жидкость. При этом электроны, в избытке остающиеся в металле, заряжают его поверхностный слой отрицательно. Возникает электростатическое притяжение между перешедшими в жидкость гидратированными катионами и поверхностью металла. В результате в системе устанавливается подвижное равновесие



где n - число электронов, принимающих участие в процессе.

На границе металл-жидкость возникает двойной электрический слой, характеризующийся определенным скачком потенциала, названный электродным потенциалом. Его величина зависит от многих факторов (природы металла, концентрации катионов металла, температуры и др.), но измерить абсолютное значение потенциала не удастся. На практике обычно определяют относительные электродные потенциалы при стандартных условиях ($P = 10^5 \text{ Па}$, $T = 298 \text{ К}$, $c = 1 \text{ моль/дм}^3$) - так называемые стандартные электродные потенциалы (φ°).

Стандартным электродным потенциалом металла называют его равновесный электродный потенциал, возникающий при погружении металла в раствор с концентрацией катиона данного металла, равной 1 моль/дм^3 , измеренный по сравнению со стандартным водородным электродом, потенциал которого при 298 К условно принимается равным нулю ($\varphi^\circ = 0$; $\Delta G^\circ = 0$).

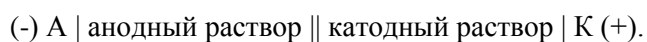
Располагая символы металлов в ряд по мере возрастания стандартных электродных потенциалов (φ°) металлов, получаем так называемый ряд напряжений (см. приложение, табл.6).

Местоположение символа того или иного металла в ряду напряжений характеризует восстановительную способность металла, а также окислительные свойства его ионов в водных растворах при стандартных условиях. Чем меньше значение φ° , тем большими восстановительными способностями обладает данный металл в виде простого вещества и тем меньшие окислительные способности проявляют его ионы, и наоборот.

Электродные потенциалы измеряют при помощи гальванических элементов.

Действие большинства гальванических элементов основано на реакциях вытеснения металлов из растворов их солей другими металлами. Для работы гальванического элемента является обязательным создание условий, при которых передача электронов от атомов одного металла к ионам другого осуществлялась бы не непосредственно, а через металлический проводник. Таким образом, гальванический элемент представляет собой систему как минимум из двух электродов, соединенных металлическим проводником. Если электроды изготовлены из различных металлов, то гальванический элемент называют биметаллическим. Более активный металл (с меньшим значением φ°) служит анодом. Анод при замыкании цепи окисляется и служит источником электронов, переходящих по цепи к менее активному металлу - катоду, на поверхности которого идет восстановление каких-либо других ионов, находящихся в катодном пространстве. Аноду в гальваническом элементе присваивают отрицательный заряд (источник электронов), катоду - положительный (потребление электронов для восстановления).

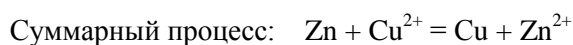
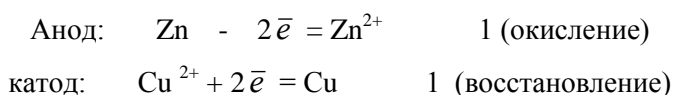
Условно схема гальванического элемента изображается следующим образом



Одна вертикальная черта означает изменение фазы, двойная - наличие пористой перегородки или солевого мостика между двумя растворами. Например, схема медно-цинкового гальванического элемента



При его работе цинковая пластина окисляется, ионы цинка переходят в анодное пространство, а электроны от цинка, подойдя к медной пластине, восстанавливают ионы меди



Энергия этой окислительно-восстановительной реакции превращается в электрическую.

Важнейшей характеристикой гальванического элемента является электродвижущая сила (ЭДС) - разность электродных потенциалов катода и анода при разомкнутой цепи. Для медно-цинкового гальванического элемента:

$$\text{ЭДС} = \varphi^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - \varphi^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В.}$$

Если пластины, изготовленные из одного и того же металла, погружают в растворы одного и того же электролита, но с разной концентрацией в анодном и катодном пространствах, то гальванический элемент называют КОНЦЕНТРАЦИОННЫМ. Анодом в этом случае служит пластина, погруженная в раствор электролита с меньшей концентрацией (C_1), катодом - раствор с большей концентрацией (C_2), тогда

$$\text{ЭДС} = \varphi_{c2} - \varphi_{c1},$$

где φ_{C2} - величина потенциала катода;

φ_{C1} - величина потенциала анода.

Расчет φ проводят по уравнению Нернста

$$\varphi = \varphi^0 + 0,059/n \cdot \lg C,$$

где n - число электронов, затраченных на восстановление или полученных при окислении соответствующих ионов.

ПРИМЕР 1

Медный электрод в растворе его соли имеет потенциал 0,25В. Вычислите концентрацию ионов меди в растворе.

РЕШЕНИЕ

Зависимость электродного потенциала металла от концентрации его ионов выражается уравнением Нернста

$$\varphi = \varphi^0 + (0,059/n) \lg C(\text{Cu}^{2+})$$

$$\lg C(\text{Cu}^{2+}) = -3$$

$$C(\text{Cu}^{2+}) = 0,001 \text{ моль/дм}^3$$

Ответ: 0,001 моль/дм³

ПРИМЕР 2

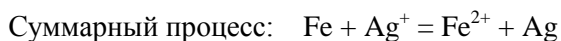
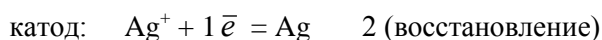
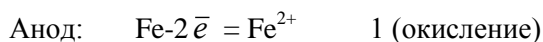
Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, образованного электродом Fe | Fe²⁺ при активной концентрации ионов Fe²⁺ = 0,1 моль/дм³, и электродом Ag|Ag⁺ при активной концентрации ионов Ag⁺ = 0,01 моль/дм³.

РЕШЕНИЕ

Схема данного гальванического элемента



ОВ-пара Fe|Fe²⁺ имеет меньший потенциал (-0,44 В), чем ОВ-пара Ag⁺|Ag (+0,80 В), поэтому железо выполняет роль анода, серебро - роль катода.



Чтобы определить ЭДС гальванического элемента, нужно рассчитать потенциалы электродов при данных концентрациях ионов

$$\varphi(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 + (0,059/2)\lg 0,1 = -0,44 - 0,029 = -0,469 \text{ В};$$

$$\varphi(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 + (0,059/1)\lg 0,1 = 0,80 - 0,118 = 0,682 \text{ В};$$

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{А}} = \varphi(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - \varphi(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0,682 - (-0,469) = 1,151 \text{ В}.$$

Ответ: 1,151 В.

Контрольные задания:

1. Какие значения pH имеет раствор кислоты в стандартном водородном электроде, потенциал которого принят за нуль? Как изменится электродный потенциал при pH = 1; 2; 3?
Ответ: pH = 0.

2. Из четырех металлов Ag, Cu, Al, Sn выберите те пары, которые дают наименьшую и наибольшую ЭДС составленного из них гальванического элемента, Приведите схемы устройства и работы элементов. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях.

3. Составьте схемы гальванических элементов, в одном из которых водород окисляется ионами Ag^+ , во втором алюминий - ионами Cu^{2+} . Составьте электронные уравнения процессов и рассчитайте их ЭДС при стандартных условиях. **Ответ:** 1) ЭДС = 0,8 В; 2) ЭДС = 2,04 В.

4. Будет ли олово вытеснять магний, ртуть, цинк и серебро из растворов их солей? Приведите молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

5. Почему водородный электрод в паре с медным полуэлементом является анодом, а в паре с цинковым - катодом? Приведите схемы электродных процессов.

Форма представления результата:

1. Название и цель работы.
2. Написать схемы уравнений реакций.
3. Сделать вывод о проделанной работе.

Тема 2.2.

Основы коллоидной химии

Практическая работа № 15,16 . Определение параметров дисперсных систем

Материальное обеспечение:

Оборудование лаборатории:

- рабочее место преподавателя;
- рабочее место студента;
- методические указания для практической работы;

Порядок выполнения работы:

1. Изучить методические указания к данной практической работе.
2. Определить параметры предложенных дисперсных систем.
3. Выполнить отчет о проделанной работе.

Ход работы: Коллоидные системы по степени дисперсности занимают промежуточное положение между истинными растворами (молекулярно- или ионно-дисперсными системами) и грубодисперсными системами. Поэтому коллоидные растворы могут быть получены либо путем ассоциации (конденсации) молекул и ионов истинных растворов, либо дальнейшим раздроблением частиц дисперсной фазы грубодисперсных систем.

Методы получения коллоидных растворов также можно разделить на две группы: методы конденсации и диспергирования. Еще одним необходимым для получения золей условием, помимо доведения размеров частиц до коллоидных, является наличие в системе стабилизаторов – веществ, препятствующих процессу самопроизвольного укрупнения коллоидных частиц.

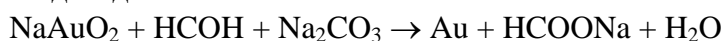
Дисперсионные методы

Дисперсионные методы основаны на раздроблении твердых тел до частиц коллоидного размера и образовании таким образом коллоидных растворов. Процесс диспергирования осуществляется различными методами: механическим размалыванием вещества в так называемых коллоидных мельницах, электродуговым распылением металлов, дроблением вещества при помощи ультразвука.

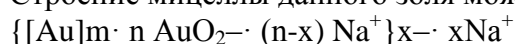
Методы конденсации

Вещество, находящееся в молекулярно-дисперсном состоянии, можно перевести в коллоидное состояние при замене одного растворителя другим – методом замены растворителя. В качестве примера можно привести получение золя канифоли, которая не растворяется в воде, но хорошо растворима в этаноле. При постепенном добавлении спиртового раствора канифоли к воде происходит резкое понижение растворимости канифоли, в результате чего образуется коллоидный раствор канифоли в воде. Аналогичным образом может быть получен гидрозоль серы.

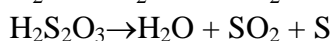
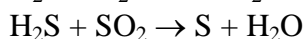
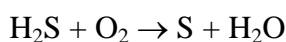
Коллоидные растворы можно получать также и *методом химической конденсации*, основанном на проведении химических реакций, сопровождающихся образованием нерастворимых или малорастворимых веществ. Для этой цели используются различные типы реакций – разложения, гидролиза, окислительно-восстановительные и т.д. Так, красный золь золота получают восстановлением натриевой соли золотой кислоты формальдегидом:



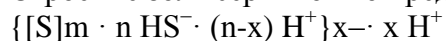
Строение мицеллы данного золя можно представить следующей схемой:



Аналогичным образом получают золь серебра из разбавленных растворов нитрата серебра. Золь серы может быть получен окислением сероводорода кислородом в водном растворе, действием на сероводород сернистого газа либо разложением тиосерной кислоты:

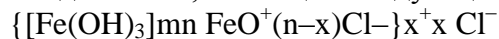


Строение золя серы можно представить схемой:



Золи могут быть получены также в результате реакций ионного обмена, в результате которых выделяется нерастворимая соль, образующая при определенных условиях коллоидный раствор, так получают, например, золь иодида серебра.

Процесс гидролиза различных солей может приводить к образованию коллоидных растворов нерастворимых гидроксидов или кислот; так получают, например, золь гидроксида железа, имеющий следующее строение:

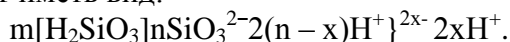


Пример 1

Представить формулу мицеллы почвенного коллоида гидрозоль кремниевой кислоты, если гранула при электрофорезе перемещается к аноду.

Решение

Основное вещество, образующее ультрамикрорекристалл, это $\text{H}_2\text{SiO}_3(\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O})$. Гранула перемещается к аноду, следовательно, она несет отрицательный заряд. Молекулы H_2SiO_3 частично диссоциируют на ионы: $\text{H}_2\text{SiO}_3 \leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-}$, из которых SiO_3^{2-} будут потенциалоопределяющими, а противоионами будут H^+ . Формула мицеллы будет иметь вид:



Пример 2

Составить формулу мицеллы и обозначить ее составные части, если она получена реакцией обмена между 20 мл раствора $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, молярная концентрация эквивалента которого $C(1/2 \text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 0,001$ моль/л и 20 мл раствора Na_2SO_4 , $C(1/2 \text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,02$ моль/л.

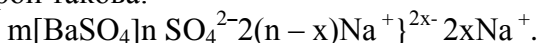
Решение

Рассчитаем число моль-эквивалентов компонентов $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2SO_4 для того, чтобы определить, какой из них взят в избытке:

$$n \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = 20 \cdot 0,001 = 0,02 \text{ ммоль};$$

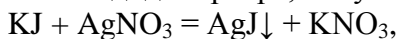
$$n \text{Na}_2\text{SO}_4 = 20 \cdot 0,02 = 0,4 \text{ ммоль (избыток)}.$$

Уравнение реакции $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2 \text{NaNO}_3$ показывает, что труднорастворимое вещество и составляет основное вещество мицеллы, формула которой такова:



Пример 3

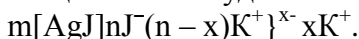
Золь иодида серебра, получаемый по реакции:



при некотором избытке KJ, коагулируют растворами нитрата калия и ацетата кальция. Коагулирующее действие какого электролита сильнее?

Решение

Мицелла золя будет иметь следующее строение:



По правилу Шульце-Гарди определяем ионы-коагуляторы. Исходя из знака заряда гранулы (он отрицательный), следует, что ионы-коагуляторы – катионы, т.е. Ca^{2+} и K^+ . Для сравнения коагулирующего действия сравниваем заряды катионов. Коагулирующее действие ацетата кальция $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ будет сильнее.

Пример 4

Почвенный коллоидный гидрозоль кремниевой кислоты объемом 100 мл подвергается коагуляции нитратом калия ($V = 10$ мл, $C(\text{KNO}_3) = 0,01$ моль/л) и хлоридом железа ($V = 10$ мл, $C(1/3 \text{FeCl}_3) = 0,01$ моль/л). Представить формулу мицеллы и определить направление движения гранулы при электрофорезе.

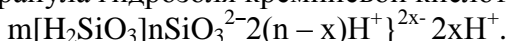
Решение

Рассчитаем пороги коагуляции электролитов:

$$\gamma(\text{KNO}_3) = \frac{0,01 \cdot 10}{100 + 10} \cdot 1000 = 9,09 \text{ ммоль/л},$$

$$\gamma(\text{FeCl}_3) = \frac{0,005 \cdot 10}{100 + 10} \cdot 1000 = 0,05 \cdot 1000 = 0,05 \text{ ммоль/л}.$$

Из сравнения зарядов анионов NO_3^- и Cl^- пороги коагуляции, если бы они вызывали коагуляцию, были бы равны. По расчету это не так, следовательно, коагуляцию вызывают катионы K^+ и Fe^{3+} . Значения порогов коагуляции подтверждают правило Шульце-Гарди (заряд $\text{Fe}^{3+} > \text{K}^+$, а порог коагуляции $0,05 < 9,09$). По правилу Шульце-Гарди знак заряда гранулы противоположен знаку заряда коагулирующего иона, т.е. гранула гидрозоля кремниевой кислоты отрицательна. Формула мицеллы имеет вид:



Тест для самоконтроля по теме:

1. Степень дисперсности – это
 - а) диаметр частиц дисперсной фазы;
 - б) величина, обратная поперечному размеру частиц дисперсной фазы;
 - в) суммарная площадь поверхности частиц дисперсной фазы;

- г) общая масса частиц дисперсной фазы.
2. Системы, в которых вещество дисперсной фазы находится в виде отдельных молекул, называются
- а) истинными растворами;
 б) молекулярно-дисперсными системами;
 в) коллоидно-дисперсными системами;
 г) грубодисперсными системами.
3. Размеры частиц дисперсной фазы в коллоидных системах имеют значение
- а) $10^{-2}\text{м} > d > 10^{-5}\text{м}$;
 б) $10^{-5}\text{м} > d > 10^{-7}\text{м}$;
 в) $10^{-7}\text{м} > d > 10^{-9}\text{м}$;
 г) $d < 10^{-9}\text{м}$.
4. Подставьте в таблице вместо цифр нужные слова:

дисперсионная среда	дисперсная фаза	название системы
1	2	пыль
жидкость	жидкость	3
твердое вещество	4	сплав
газ	жидкость	5
жидкость	6	пена

5. Сходство суспензий и эмульсий заключается в том, что
- а) это гетерогенные системы;
 б) частицы видны не вооруженным глазом;
 в) они легко осаждаются;
 г) все ответы верны.
6. К грубодисперсным системам относится
- а) раствор;
 б) золь;
 в) суспензия;
 г) гель.
7. Дайте понятие адсорбции, вставив вместо точек нужные ключевые слова.
- Адсорбция – это увеличение концентрации вещества на ... (1)... ... (2)... фаз.
8. Укажите характер процесса адсорбции.
 а) обратимый; б) необратимый; в) избирательный;

Задача 1.

Коагуляция 400 мл гидрозоля сульфида мышьяка наступила при добавлении к нему 3,75 мл раствора сульфата алюминия с концентрацией 0,005 моль/л. Вычислить порог коагуляции и коагулирующую способность катионов алюминия по отношению к этому золю.

Дано:

$$V(\text{золя})=400\text{мл}$$

$$V(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)=3,75\text{мл}$$

$$C(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)=0,005\text{моль/л}$$

Эталон решения

1.Порог коагуляции раствора сульфата алюминия можно рассчитать по формуле:

<p>Найти: $C_{\text{пор}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)$; $P(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)$</p>	$C_{\text{пор}} = \frac{1000 C_{\text{эл}} V_{\text{эл}}}{V_{\text{кр}} + V_{\text{эл}}} = \frac{1000 \cdot 0,005 \text{ моль/л} \cdot 3,75 \text{ мл}}{(400 + 3,75) \text{ мл}} = 0,0464 \text{ моль/л}$ <p>2. Концентрация катионов алюминия в 2 раза больше, чем концентрация соли $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, поэтому</p> $C_{\text{пор}}(\text{Al}^{3+}) = 2C_{\text{пор}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot 0,0464 = 0,0928 \text{ ммоль/л}$ <p>3. Коагулирующая способность катионов алюминия по отношению к золю сульфида мышьяка составляет:</p> $P = 1/C_{\text{пор}} = 1 : 0,0928 = 10,78 \text{ л/моль}$
--	---

Ответ: 0,0928 ммоль/л; 10,78 л/моль

Задача 2.

Заряд частиц золя гидроксида железа (III) положительный. Какой из электролитов – KCl , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, CaCl_2 , AlCl_3 – будет иметь наименьший порог коагуляции по отношению к данному золю?

Эталон решение

Так как частицы имеют положительный заряд, то в соответствии с правилом Шульце – Гарди коагуляцию золя будут вызывать ионы, имеющие противоположный знак заряда, т.е. анионы электролитов (Cl^- или SO_4^{2-}). И чем выше величина заряда иона-коагулятора, тем сильнее коагулирующее действие электролита, а порог коагуляции меньше. Следовательно, наименьший порог коагуляции будет у $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, т.к. заряд сульфат-иона выше заряда хлорид-иона.

Задача 3.

Электролиты KCl , K_2SO_4 , K_3PO_4 по отношению к золю гидроксида железа (III) имеют следующие пороги коагуляции: 7,1; 0,099 и 0,01 ммоль/л. Какой знак заряда имеют частицы золя?

Эталон решение

По условию задачи пороги коагуляции электролитов KCl , K_2SO_4 , K_3PO_4 относятся следующим образом: $\gamma_1 : \gamma_2 : \gamma_3 = 7,1 : 0,099 : 0,01 = 740 : 10 : 1$. Это соотношение близко к теоретическому отношению порогов коагуляции (730:11:1). Следовательно, коагуляцию вызывают ионы одного знака, но разной величины заряда. В нашем случае – это Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} . Поскольку коагуляцию вызывают анионы, то знак заряда частиц золя положительный.

Задачи для самостоятельного решения

1. При взаимодействии растворов AgNO_3 и K_2CrO_4 получен золь Ag_2CrO_4 с отрицательно заряженными гранулами. Определите, какой электролит взят в избытке при его получении и запишите схему строения мицеллы этого золя. Расположите в ряд по увеличению пороги коагуляции электролитов MgSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ по отношению к этому золю.

2. В три колбы налито по 100 мл золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Для явной коагуляции золя потребовалось добавить:

в первую колбу 10.5 мл 1 М раствора хлорида калия,

во вторую — 62.5 мл 0,01 М раствора сульфата натрия,

в третью — 37.0 мл 0,001 М раствора фосфата натрия. Вычислите пороги коагуляции и определите знак заряда коллоидной частицы.

Форма представления результата:

1. Название и цель работы.
2. Написать схемы уравнений реакций.
3. Сделать вывод о проделанной работе.