

**КРАЕВОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
«АЛТАЙСКИЙ КОЛЛЕДЖ ПРОМЫШЛЕННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ И БИЗНЕСА»**

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ
ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАДАНИЙ**

**по учебной дисциплине ОП.14 Химия в профессиональной деятельности
(физическая и коллоидная химия)**

программы подготовки специалистов среднего звена
по специальности СПО

**19.02.12 Технология производства продуктов питания животного происхождения
направленность – Производство продуктов питания из мясного сырья**

Практическая работа №1

Расчет параметров газов и газовых смесей с применением таблиц коэффициентов сжимаемости, уравнений газовых законов

Цель: научиться проводить расчет параметров газов и газовых смесей с применением таблиц коэффициентов сжимаемости, уравнений газовых законов.

Теоретическая часть

При постоянной температуре давление, производимое данной массой газа, обратно пропорционально объему газа: $P_1/P_2 = V_1/V_2$ или $PV = \text{const}$.

Во второй половине XVII века француз Эдм Мариотт и англичанин Роберт Бойль независимо друг от друга установили следующее соотношение между давлением P и объемом V газовой системы:

$$P \cdot V = \text{const.}$$

Это равенство выполнялось с высокой точностью для всех исследуемых газов только в том случае, если поддерживалась постоянной температура t . В физике такой процесс называется изотермическим. Соответствующим графиком для него будет изотерма $P(V)$.

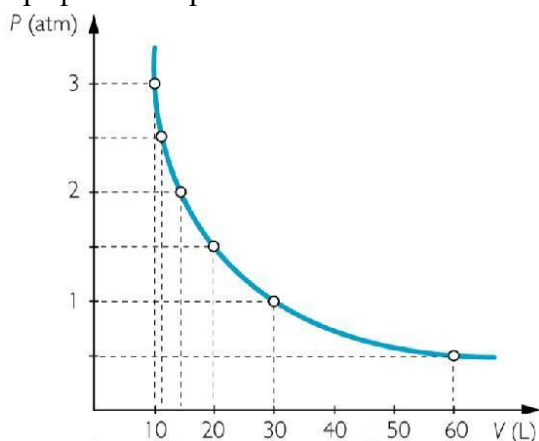
Из формулы закона Бойля-Мариотта следует, что при изотермическом изменении одного равновесного состояния на другое давление в системе возрастает (уменьшается) ровно во столько раз, во сколько уменьшается (увеличивается) ее объем.

Хотя рассматриваемый закон был получен экспериментально, в настоящее время он может быть легко выведен из уравнения состояния идеального газа (закон Клапейрона-Менделеева), который имеет форму:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot t.$$

Если рассматривается закрытая система (количество вещества $n = \text{const}$), то во время изотермического процесса в ней ($t = \text{const}$) правая часть равенства не будет изменяться, а значит, левая также будет оставаться постоянной, то есть мы приходим к формуле закона Бойля-Мариотта. Величина R здесь - это универсальная газовая константа.

График изотермы



Пример графика, соответствующего рассматриваемому закону, приведен выше. Кривая $P(V)$ называется изотермой и представляет собой гиперболу.

При постоянной температуре давление, производимое данной массой газа, обратно пропорционально объему газа: $P_1/P_2 = V_1/V_2$ или $PV = \text{const}$.

Задание: Решить задачу на основании закона Бойля-Мариотта

Задача 1. При некоторой температуре давление газа, занимающего объем 3 л, равно 93,3 кПа (700 мм рт. ст.). Каким станет давление, если, не изменяя температуры, уменьшить объем газа до 2,8 л?

Задача 2. При некоторой температуре давление газа, занимающего объем 5 л, равно 60 кПа. Каким станет давление, если, не изменяя температуры, уменьшить объем газа до 2,5 л?

Задача 3. При некоторой температуре давление газа, занимающего объем 3 л, равно 48 кПа. Каким станет давление, если, не изменяя температуры, уменьшить объем газа до 2 л?

Задача 4. При некоторой температуре давление газа, занимающего объем 2 л, равно 80,6 кПа. Каким станет давление, если, не изменяя температуры, уменьшить объем газа до 1,8 л?

Задача 5. При некоторой температуре давление газа, занимающего объем 4 л, равно 93,3 кПа. Каким станет давление, если, не изменяя температуры, уменьшить объем газа до 2 л?

Задача 6. При некоторой температуре давление газа, занимающего объем 5 л, равно 98,4 кПа. Каким станет давление, если, не изменяя температуры, уменьшить объем газа до 3 л?

Задача 7. В газовом баллоне емкостью $0,04\text{ м}^3$ находится газ под давлением 40 атм. Какой объем займет газ, если, не изменяя его температуру, открыть вентиль баллона? Окончательное давление 1 атм.

Задача 8. В газовом баллоне емкостью $0,02\text{ м}^3$ находится газ под давлением 20 атм. Какой объем займет газ, если, не изменяя его температуру, открыть вентиль баллона? Окончательное давление 1 атм.

Задача 9. В газовом баллоне емкостью $0,01\text{ м}^3$ находится газ под давлением 20 атм. Какой объем займет газ, если, не изменяя его температуру, открыть вентиль баллона? Окончательное давление 1,5 атм.

Задача 10. В газовом баллоне емкостью $0,02\text{ м}^3$ находится газ под давлением 30 атм. Какой объем займет газ, если, не изменяя его температуру, открыть вентиль баллона? Окончательное давление 1 атм.

Задача 11. В газовом баллоне емкостью $0,02\text{ м}^3$ находится газ под давлением 10 атм. Какой объем займет газ, если, не изменяя его температуру, открыть вентиль баллона? Окончательное давление 1 атм.

Задача 12. В газовом баллоне емкостью $0,04\text{ м}^3$ находится газ под давлением 20 атм. Какой объем займет газ, если, не изменяя его температуру, открыть вентиль баллона? Окончательное давление 1 атм.

Задача 13. Имеется порция газа объемом 1 м^3 и давлении 303 кПа. Какой объем будет иметь эта порция газа при ее давлении равным атмосферному 101 кПа.

Задача 14. Имеется порция газа объемом 2 м^3 и давлении 303 кПа. Какой объем будет иметь эта порция газа при ее давлении равным атмосферному 101 кПа.

Задача 15. Имеется порция газа объемом 3 м^3 и давлении 303 кПа. Какой объем будет иметь эта порция газа при ее давлении равным атмосферному 101 кПа.

Задача 16. Имеется порция газа объемом 4 м^3 и давлении 303 кПа. Какой объем будет иметь эта порция газа при ее давлении равным атмосферному 101 кПа.

Задача 17. Имеется порция газа объемом 1 м^3 и давлении 202 кПа. Какой объем будет иметь эта порция газа при ее давлении равным атмосферному 101 кПа.

Задача 18. Имеется порция газа объемом 2 м^3 и давлении 202 кПа. Какой объем будет иметь эта порция газа при ее давлении равным атмосферному 101 кПа.

Критерии оценивания:

- **оценка «5» (отлично)** выставляется при полном выполнении работ, отсутствии ошибок, грамотного текста, наличия выводов;
- **оценка «4» (хорошо)** выставляется при выполнении всего объема работ и наличии несущественных ошибок, которые не оказали влияния на окончательный результат;
- **оценка «3» (удовлетворительно)** выставляется при неполном выполнении всех заданий, при наличии ошибок, которые не оказали существенного влияния на окончательный результат;
- **оценка «2» (неудовлетворительно)** выставляется, если допущены принципиальные ошибки, работа выполнена крайне небрежно, без соблюдения сроков сдачи.

Практическая работа №2

Определение термодинамических параметров химических реакций. Определение возможности самопроизвольности процесса

Цель: научиться проводить расчет термодинамических параметров химических реакций. Определение возможности самопроизвольности процесса.

Теоретическая часть

Любое вещество, в том числе и газ, состоит из огромного числа движущихся и взаимодействующих частиц – молекул и атомов. Поведение системы, состоящей из большого числа частиц, подчиняется статистическим закономерностям. В молекулярной физике поведение реальных газов (кислорода, водорода, углекислого газа и др.) рассматривают на особой абстрактной модели – идеальном газе. Модель этого газа предполагает, что: 1) собственный объём частиц газа пренебрежимо мал по сравнению с объёмом, который он занимает,

2) между частицами отсутствуют силы взаимодействия,

3) столкновения частиц друг с другом и стенками сосуда, в котором находится газ, абсолютно упругие.

Любой газ характеризуется тремя параметрами давлением - p , объёмом - V и абсолютной температурой - T .

Тепловые процессы любого газа подчиняются объединённому газовому закону:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Если в тепловом процессе один из параметров остаётся постоянным, то это - изопроцессы

Изопроцесс, в котором давление постоянно, называется изобарным (закон Гей-Люссака)

По закону Гей – Люссака при постоянном давлении объём газа изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре (T):

$$V_1 \backslash T_2 = V_2 \backslash T_2 \text{ или } V \backslash T = \text{const}$$

$P = \text{const}$ (изобарический процесс)

Задание: Решить задачу на основании закона Гей-Люссака

Задача 1. Дано 8 л газа при температуре 23 °С. При какой температуре объем газа станет равным 10л, если $P = \text{const}$.

Задача 2. Дано 5 л газа при температуре 23 °С. При какой температуре объем газа станет равным 8л, если $P = \text{const}$.

Задача 3. Дано 4 л газа при температуре 18 °С. При какой температуре объем газа станет равным 8л, если $P = \text{const}$.

Задача 4. Дано 7 л газа при температуре 30 °С. При какой температуре объем газа станет равным 10л, если $P = \text{const}$.

Задача 5. Дано 9 л газа при температуре 28 °С. При какой температуре объем газа станет равным 15л, если $P = \text{const}$.

Задача 6. Дано 3 л газа при температуре 22 °С. При какой температуре объем газа станет равным 6л, если $P = \text{const}$.

Задача 7. При 27⁰ С объем газа 600 мл. Какой объем займет газ при 57⁰С, если давление будет оставаться постоянным?

Задача 8. При 25⁰ С объем газа 630 мл. Какой объем займет газ при 32⁰С, если давление будет оставаться постоянным?

Задача 9. При 17⁰ С объем газа 620 мл. Какой объем займет газ при 25⁰С, если давление будет оставаться постоянным?

Задача 10. При 20⁰ С объем газа 580 мл. Какой объем займет газ при 27⁰С, если давление будет оставаться постоянным?

Задача 11. При 25⁰ С объем газа 610 мл. Какой объем займет газ при 37⁰С, если давление будет оставаться постоянным?

Задача 12. При 16⁰ С объем газа 600 мл. Какой объем займет газ при 28⁰С, если давление будет оставаться постоянным?

Задача 13. При 15⁰ С давление в баллоне с кислородом $92,2 \cdot 10^2$ кПа. При какой температуре оно станет равным $101,33 \cdot 10^2$ кПа.

Задача 14. При 20⁰ С давление в баллоне с кислородом $82,2 \cdot 10^2$ кПа. При какой температуре оно станет равным $102,33 \cdot 10^2$ кПа.

Задача 15. При 17⁰ С давление в баллоне с кислородом $92,2 \cdot 10^2$ кПа. При какой температуре оно станет равным $102,33 \cdot 10^2$ кПа.

Задача 16. При 10⁰ С давление в баллоне с кислородом $72,2 \cdot 10^2$ кПа. При какой температуре оно станет равным $101,33 \cdot 10^2$ кПа.

Задача 17. При 18⁰ С давление в баллоне с кислородом $102,2 \cdot 10^2$ кПа. При какой температуре оно станет равным $106,33 \cdot 10^2$ кПа.

Задача 18. При 19⁰ С давление в баллоне с кислородом $92,2 \cdot 10^2$ кПа. При какой температуре оно станет равным $101,33 \cdot 10^2$ кПа.

Критерии оценивания:

- **оценка «5» (отлично)** выставляется при полном выполнении работ, отсутствии ошибок, грамотного текста, наличия выводов;
- **оценка «4» (хорошо)** выставляется при выполнении всего объема работ и наличии несущественных ошибок, которые не оказали влияния на окончательный результат;
- **оценка «3» (удовлетворительно)** выставляется при неполном выполнении всех заданий, при наличии ошибок, которые не оказали существенного влияния на окончательный результат;
- **оценка «2» (неудовлетворительно)** выставляется, если допущены принципиальные ошибки, работа выполнена крайне небрежно, без соблюдения сроков сдачи.

Практическая работа №3

Определение парциальных молярных величин

Цель: научиться определять парциальные молярные величины.

Теоретическая часть

Методы определения парциальных молярных величин будут идентичными независимо от того, какие именно экстенсивные свойства мы определяем: объем, энтропию, энтальпию, теплоемкость. Рассмотрим три способа определения ПМ величин на примере определения ПМ объемов в бинарном растворе.

а) определение ПМ объема по зависимости полного объема раствора от числа молей одного из компонентов

Имеется зависимость полного объема бинарного раствора от числа молей одного из компонентов (например, второго), полученная при постоянных давлении, температуре и числе молей другого компонента. Согласно определительному выражению для парциальной молярной величины, парциальный молярный объем второго компонента определяется как частная производная зависимости $V = f(n_2)$ в том составе раствора, в котором нам желательно определить ПМС.

Тут возможны варианты: если известно уравнение зависимости, например $V = an_2 + bn_2^2 + c$, то для

получения $v_2 = \left(\frac{dV}{dn_2} \right)_{p,T,n_1}$ нужно продифференцировать это уравнение.

Если зависимость дана в виде табличных данных, или в виде графика, то нужно определить угловой коэффициент касательной к кривой зависимости $V = f(n_2)$ в той точке, в которой нам желательно определить ПМС.

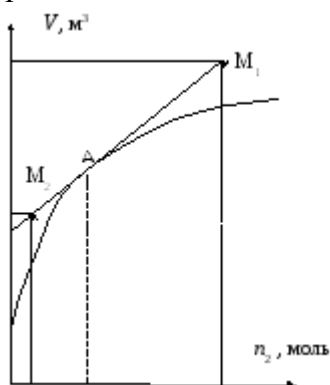


Рис. 2. Зависимость полного объема раствора от числа молей второго компонента ($p, T, n_1 = \text{const}$)

$$\left(\frac{dV}{dn_2} \right)_{p,T,n_1} = \text{tg } \alpha \quad (23)$$

$$\text{tg } \alpha = \frac{V_{(M_1)} - V_{(M_2)}}{n_{2(M_1)} - n_{2(M_2)}} \quad (24)$$

б) определение ПМ объемов по зависимости молярного объема раствора от состава

В этом методе имеется зависимость молярного объема раствора от состава, то есть от молярной доли, например, второго компонента, то есть

$v = f(N_2)$. Как будет показано далее, эту зависимость довольно легко получить экспериментально. Запишем еще раз уравнения (16) и (22):

$$v = v_1(1 - N_2) + v_2 N_2 \quad (16) \quad (1 - N_2) dv_1 + N_2 dv_2 = 0 \quad (22).$$

Продифференцировав (16) по N_2 и учтя (20), получим следующие выражения для парциальных мольных объемов компонентов бинарной смеси:

$$v_1 = v - N_2 \left(\frac{dv}{dN_2} \right)_{p,T} \quad (25)$$

$$v_2 = v + (1 - N_2) \left(\frac{dv}{dN_2} \right)_{p,T} \quad (26)$$

Из этих выражений следует, что для вычисления парциальных мольных объемов по этому методу

необходимо определить производную $\left(\frac{dv}{dN_2} \right)_{p,T}$ в интересующей нас точке, например,

$$\operatorname{tg} \alpha = \frac{v(M_1) - v(M_2)}{N_2(M_1) - N_2(M_2)}.$$

графически:

Рис. 3. Зависимость мольного объема раствора от состава раствора

То есть для определения ПМ объема по методу мольного объема нужно получить экспериментально зависимость мольного объема раствора от состава. К ней в соответствующей точке провести касательную и определить угловой коэффициент этой касательной и по уравнениям (25) и (26) вычислить парциальные мольные объемы обоих компонентов.

в) *определение ПМ объемов по методу Розебома (или по методу отрезков)*

Из анализа рис.3 и уравнений (25) и (26) видно, что касательная к зависимости $v = f(N_2)$ отсекает на левой оси ординат отрезок, равный парциальному мольному объему первого компонента в растворе концентрации N_2 , а на правой оси – отрезок, равный парциальному мольному объему второго

компонента в растворе той же концентрации.

Иногда экспериментальные зависимости таковы, что удобнее работать с зависимостью удельного объема от массовой доли: $v_{уд} = f(\varphi_2)$. Метод Розебома позволяет в этом случае получить парциальные удельные объемы обоих компонентов в растворе интересующего нас состава (массовой доли). Их можно легко перевести в парциальные мольные величины.

$$V = V_m \cdot m / M$$

где при н. у:

n -количество вещества

V_m -молярный объем=22,4л/моль

M -молярная масса

Задание: Решить задачи на определение парциальных молярных величин

Задача 1. Какой объем газа в литрах займет 3,5 г азота при н.у.

Задача 2. Какой объем газа в литрах займет 640 г кислорода при н.у.

Задача 3. Какой объем газа в литрах займет 110 г оксида углерода (IV) при н.у.

Задача 4. Какой объем газа в литрах займет 110 г оксида углерода (I) при н.у.

Задача 5. Какой объем газа в литрах займет 1 кг хлорида водорода при н.у.

Задача 6. Какой объем газа в литрах займет 1,5 кг оксида азота (III) при н.у.

Задача 7. Какой объем газа в литрах займет 220г оксида азота (I) при н.у.

Задача 8. Какой объем газа в литрах займет 100 г аргона при н.у.

Критерии оценивания:

- **оценка «5» (отлично)** выставляется при полном выполнении работ, отсутствии ошибок, грамотного текста, наличия выводов;
- **оценка «4» (хорошо)** выставляется при выполнении всего объема работ и наличии несущественных ошибок, которые не оказали влияния на окончательный результат;
- **оценка «3» (удовлетворительно)** выставляется при неполном выполнении всех заданий, при наличии ошибок, которые не оказали существенного влияния на окончательный результат;
- **оценка «2» (неудовлетворительно)** выставляется, если допущены принципиальные ошибки, работа выполнена крайне небрежно, без соблюдения сроков сдачи.

Практическая работа №4

Определение коллигативных свойств растворов неэлектролитов и электролитов

Цель: научиться определять коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов.

Теоретическая часть

Для определения экстенсивного свойства однокомпонентной системы необходимо знать молярное, то есть рассчитанное на один моль компонента значение этого свойства. Зная молярное свойство и количество системы, можно получить общее значение этого свойства для всего количества системы.

Для характеристики отдельных компонентов в многокомпонентных растворах используют парциальные величины, определяющие некоторое свойство каждого компонента. Для определения парциальной молярной величины воспользуемся уравнением, определяющим функциональную зависимость некоторого экстенсивного параметра L состояния системы:

$$L = L(T, P, n_1, n_2, \dots, n_k), \quad (1)$$

где T , P – температура и давление и n_i – число молей i – го компонента.

Например, для объема V :

$$V = V(T, P, n_1, n_2, \dots, n_k)$$

Таким образом, многокомпонентная система может быть полностью характеризована числом молей всех ее компонентов, температурой и давлением.

Отметим, что экстенсивное свойство является функцией состояния, то есть ее бесконечно малое приращение есть полный дифференциал. Тогда из уравнения (1) следует:

$$dL = \left(\frac{\partial L}{\partial T} \right)_{P, n_i} dT + \left(\frac{\partial L}{\partial P} \right)_{T, n_i} dP + \left(\frac{\partial L}{\partial n_1} \right)_{T, P, n_i \neq n_1} dn_1 + \left(\frac{\partial L}{\partial n_2} \right)_{T, P, n_i \neq n_2} dn_2 + \dots + \left(\frac{\partial L}{\partial n_k} \right)_{T, P, n_i \neq n_k} dn_k$$

или:

$$dL = \left(\frac{dL}{dT} \right)_{P, n_i} \cdot dT + \left(\frac{dL}{dP} \right)_{T, n_i} \cdot dP + \left(\frac{dL}{dn_1} \right)_{T, P, n_i \neq n_1} \cdot dn_1 + \sum_{i=1}^k \left[\left(\frac{\partial L}{\partial n_i} \right)_{T, P, n_i \neq n_k} dn_i \right]$$

Введем обозначения:

$$L_i = \left(\frac{\partial L}{\partial n_i} \right)_{T, P, n_j \neq n_i} dn_i$$

и

$$dL = \left(\frac{dL}{dT} \right)_{P, n_i} \cdot dT + \left(\frac{dL}{dP} \right)_{T, n_i} \cdot dP + \left(\frac{dL}{dn_i} \right)_{T, P, n_j \neq n_i} \cdot dn_i + \sum_{i=1}^k \left(L_i \cdot dn_i \right)$$

При постоянном давлении и температуре последнее уравнение принимает вид:

$$dL_{P, T} = \sum_{i=1}^k \left(L_i \cdot dn_i \right)$$

Величину

$$L_i = \left(\frac{\partial L}{\partial n_i} \right)_{T, P, n_j \neq n_i} dn_i$$

являющейся производной от общего свойства L по числу молей компонента i при постоянных значениях температуры, давления и числа молей всех остальных компонентов, называют *парциальной мольной величиной компонента i* .

По отношению к конечному значению некоторого свойства L парциальная мольная величина есть приращение свойства системы при добавлении в бесконечно большое ее количество одного моля компонента i .

Парциальные молярные величины L_i - интенсивные свойства, они зависят от состава, но не от количества системы (фазы, раствора).

Экстенсивные величины являются аддитивными функциями по отношению к парциальным молярным величинам:

$$L = L_1 \cdot n_1 + L_2 \cdot n_2 + \dots = \sum_i \left(L_i \cdot n_i \right)$$

Например, объем раствора

$$V = V_1 \cdot n_1 + V_2 \cdot n_2 + \dots = \sum_i \left(V_i \cdot n_i \right)$$

Каждое слагаемое в этом соотношении является вкладом i -го компонента в объем раствора.

Парциальный молярный объем, как и вообще парциальные молярные величины, учитывает все взаимодействия между компонентами реального раствора (фазы), поэтому может быть больше или меньше молярного объема чистого компонента, а в идеальном растворе равен ему.

В общем случае количество компонентов в системе могут изменяться произвольно, соответственно будут изменяться и состав системы, и значения парциальных молярных величин всех компонентов. Полный дифференциал от экстенсивного свойства системы, учитывающий все эти изменения, в соответствии с уравнением

$$L = L_1 \cdot n_1 + L_2 \cdot n_2 + \dots = \sum_i \left(L_i \cdot n_i \right)$$

равен:

$$dL_{P,T} = \sum_i \{n_i \cdot dL_i\} + \sum_i \{L_i \cdot dn_i\}$$

$$dL_{P,T} = \sum_{i=1}^k \{L_i \cdot dn_i\}$$

Вычитая из

предыдущее соотношение, получим:

$$\sum_i \{n_i \cdot dL_i\} = 0$$

Разделив последнее соотношение на $\sum_i n_i$, получим уравнение

$$\sum_i \{x_i \cdot dL_i\} = 0$$

(где x_i – молярная доля i-го компонента), которое называют *основным уравнением для парциальных молярных величин*.

Для бинарного раствора, учитывая, что число независимых концентраций (молярных долей) на единицу меньше числа компонентов, и приняв за независимую переменную молярную долю второго компонента x_2 уравнению

$$\sum_i \{x_i \cdot dL_i\} = 0$$

можно придать вид:

$$x_1 \cdot \left(\frac{\partial}{\partial x_1} L_1 \right) dx_1 + x_2 \cdot \left(\frac{\partial}{\partial x_2} L_2 \right) dx_2 = 0$$

Анализируя последнее соотношение, можно сделать следующие выводы:

- парциальные молярные величины в бинарном растворе изменяются антибатно, т.е. если для одного компонента парциальная молярная величина растет с увеличением доли второго компонента x_2 , то для второго компонента она уменьшается в этом направлении;

- если на одной из зависимостей $L_i(x_i)$ имеется максимум, то аналогичная зависимость для другого компонента при этом же составе системы будет иметь минимум;

- при равных молярных долях компонентов производные свойства равны по абсолютной величине, но имеют разные знаки.

Аналитический расчет парциальных молярных величин сводится к аппроксимации полиномом n – ой степени экспериментальной зависимости между данным экстенсивным свойством и составом раствора (например, его молярности) и его дифференцировании.

Объединенный газовый закон

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1}$$

Задание: Решить задачи на определение коллигативных свойств растворов неэлектролитов и электролитов.

Задача 1. При температуре 18°C и давлении 740 мм рт.ст. объем газа равен 2 литрам. Привести объем газа к н.у.

Задача 2. При температуре 20°C и давлении 720 мм рт.ст. объем газа равен 3 литрам. Привести объем газа к н.у.

Задача 3. При температуре 17°C и давлении 710 мм рт.ст. объем газа равен 2 литрам. Привести объем газа к н.у.

Задача 4. При температуре 18°C и давлении 720 мм РТ ст. объем газа равен 1 литру. Привести объем газа к н.у.

Задача 5. При температуре 20°C и давлении 740 мм РТ ст. объем газа равен 2 литрам. Привести объем газа к н.у.

Задача 6. При температуре 19°C и давлении 740 мм РТ ст. объем газа равен 3 литрам. Привести объем газа к н.у.

Задача 7. При температуре 17°C и давлении 740 мм РТ ст. объем газа равен 2 литрам. Привести объем газа к н.у.

Задача 8. При 25°C и давлении 99,3 кПа (745 мм рт.ст.) некоторое количество газа занимает объем 152 мл. Найти, какой объем займет это же количество газа при 0°C и давлении 101,33 кПа.

Задача 9. При 15°C и давлении 89,3 кПа (745 мм рт.ст.) некоторое количество газа занимает объем 102 мл. Найти, какой объем займет это же количество газа при 0°C и давлении 99,33 кПа.

Задача 10. При 20°C и давлении 98,3 кПа (745 мм рт.ст.) некоторое количество газа занимает объем 150 мл. Найти, какой объем займет это же количество газа при 0°C и давлении 100,33 кПа.

Задача 11. При 21°C и давлении 99,3 кПа (745 мм рт.ст.) некоторое количество газа занимает объем 150 мл. Найти, какой объем займет это же количество газа при 0°C и давлении 101,33 кПа.

Задача 12. При 23°C и давлении 89,3 кПа (745 мм рт.ст.) некоторое количество газа занимает объем 140 мл. Найти, какой объем займет это же количество газа при 0°C и давлении 101,33 кПа.

Задача 13. При 27°C и давлении 96,3 кПа (745 мм рт.ст.) некоторое количество газа занимает объем 144 мл. Найти, какой объем займет это же количество газа при 0°C и давлении 100,33 кПа.

Задача 14. При 28°C и давлении 99,3 кПа (745 мм рт.ст.) некоторое количество газа занимает объем 152 мл. Найти, какой объем займет это же количество газа при 0°C и давлении 101,33 кПа.

Задача 15. При 22°C и давлении 89,3 кПа (745 мм рт.ст.) некоторое количество газа занимает объем 142 мл. Найти, какой объем займет это же количество газа при 0°C и давлении 102,33 кПа.

Задача 16. При 20°C и давлении 89,3 кПа (745 мм рт.ст.) некоторое количество газа занимает объем 152 мл. Найти, какой объем займет это же количество газа при 0°C и давлении 101,33 кПа.

Критерии оценивания:

- **оценка «5» (отлично)** выставляется при полном выполнении работ, отсутствии ошибок, грамотного текста, наличия выводов;
- **оценка «4» (хорошо)** выставляется при выполнении всего объема работ и наличии несущественных ошибок, которые не оказали влияния на окончательный результат;
- **оценка «3» (удовлетворительно)** выставляется при неполном выполнении всех заданий, при наличии ошибок, которые не оказали существенного влияния на окончательный результат;

- оценка «2» (неудовлетворительно) выставляется, если допущены принципиальные ошибки, работа выполнена крайне небрежно, без соблюдения сроков сдачи.

Практическая работа №5

Определение равновесия жидкость-пар в жидких двойных системах

Цель: научиться определять равновесие жидкость-пар в жидких двойных системах

Теоретическая часть

Если раствор образован из двух летучих, неограниченно растворимых друг в друге жидкостей, то пар, находящийся в равновесии с жидким раствором, будет содержать оба компонента. В общем случае состав пара отличается от состава жидкого раствора, из которого он получен. При невысоких давлениях пар можно рассматривать как смесь идеальных газов. Если пар подчиняется законам идеальных газов и находится в равновесии с идеальным раствором, то состав паровой фазы легко найти, зная состав жидкой фазы. Согласно закону Дальтона общее давление пара над идеальным раствором равно сумме парциальных давлений пара компонентов:

$$P_{\text{общ}} = \sum P_i (P_i = P_{\text{общ}} \cdot X_{i(\text{пар})})$$

Во всем интервале концентраций идеального жидкого раствора растворитель и растворенное вещество подчиняются закону Рауля:

$$P_i = P_i^0 X_{i(\text{ж})}$$

Для бинарного раствора, исходя из (9) и (10),

$$P_{\text{общ}} = P_1 + P_2 = P_2^0 + (P_1^0 - P_2^0) X_{1(\text{ж})} = \frac{P_1^0 X_{1(\text{ж})}}{X_{1(\text{пар})}}$$

отсюда после некоторых преобразований имеем

$$\left(\frac{X_1}{X_2} \right)_{\text{п}} = \frac{P_1^0}{P_2^0} \left(\frac{X_1}{X_2} \right)_{\text{ж}} \quad (12)$$

Из уравнения (12) следует, что только при равенстве давлений пара над чистыми компонентами) состав пара одинаков с составом жидкого раствора, из которого он получен. Во всех остальных случаях, даже для идеальных растворов, состав пара отличается от состава исходного раствора.

Среди реально существующих растворов имеется много таких систем, для которых уравнение (12) позволяет рассчитать состав пара заданном составе жидкого раствора.

На практике чаще приходится встречаться с неидеальными растворами, которые не подчиняются закону Рауля. В этих случаях состав пара определяется опытным путем. Для изучения равновесия пар--жидкий раствор применяют два типа диаграмм состояния:

диаграммы давление пара -- состав (T -- const)

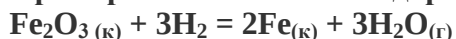
диаграммы температура кипения - состав (P - const)

На практике для изучения равновесия пар - жидкий раствор, чаще используются диаграммы температура--состав (диаграммы кипения). Реальные растворы со значительным положительным или отрицательным отклонением от идеальности способны образовывать азеотропные смеси (азеотропы), которые на диаграммах состояния. Азеотропные смеси -- это растворы, при испарении которых получается пар того же состава, что и исходная жидкая смесь. Азеотропные смеси--условно инвариантные системы ($C_{\text{усл}} = 2 - 2 = 0$). В реальных растворах азеотропная смесь имеет самую низкую или самую высокую температуру кипения. При изменении внешнего давления изменяется не только температура кипения, но и состав азеотропного раствора. Это указывает на то, что азеотропная смесь не является химическим соединением. Как для идеальных, так и для реальных растворов справедлив первый закон Гиббса--Коновалова: пар по сравнению с жидким раствором, из которого он получен, при равновесии богаче тем компонентом, прибавление которого к раствору приводит к понижению температуры кипения раствора при заданном внешнем давлении или к повышению давления пара над раствором. В системах с азеотропными смесями добавление к раствору более летучего компонента не всегда приводит к

повышению давления пара над раствором, т.е. к понижению температуры кипения раствора. Для реальных растворов с азеотропными смесями справедлив также второй закон Гиббса--Коновалова: в азеотропных смесях, составы жидкости и пара совпадают. Азеотропные смеси образуются не только в системах со значительными отклонениями от закона Рауля, но и в системах с незначительными отклонениями, когда компоненты раствора имеют близкие температуры кипения, т.е. почти одинаковые давления пара над чистыми компонентами. В этом случае на диаграмме состояния появляется экстремум, лежащий в средней части диаграммы. Чем больше различие между $\Delta H_{\text{исх}}$ и $\Delta H_{\text{кон}}$, тем больше положение экстремума сдвинуто в сторону одного из компонентов системы: при максимуме на кривой давления пара в сторону более летучего компонента, при минимуме -- в сторону менее летучего компонента.

Задание: Решить задачи на определение равновесия жидкость-пар в жидких двойных системах

Пример. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



Решение.

$$\Delta H_{p-\text{ции}} = \Sigma H^0_{\text{кон}} - \Sigma H^0_{\text{исх}} \text{ кДж/моль}$$

Используя справочные данные **стандартных энтальпий** веществ, находим:

$$\Delta H_{p-\text{ции}} = 2 \cdot \Delta H^0_{\text{Fe}} + 3 \cdot \Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} - 3 \cdot \Delta H^0_{\text{H}_2} = 2 \cdot 0 + 3 \cdot (-241,82) - (-822,16) - 3 \cdot 0 = 96,7 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta S_{p-\text{ции}} = \Sigma S^0_{\text{кон}} - \Sigma S^0_{\text{исх}} \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$$

Используя справочные данные **стандартных энтропий** веществ, находим:

$$\Delta S_{p-\text{ции}} = 2 \cdot \Delta S^0_{\text{Fe}} + 3 \cdot \Delta S^0_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta S^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} - 3 \cdot \Delta S^0_{\text{H}_2} = 2 \cdot 27,15 + 3 \cdot 188,7 - 89,96 - 3 \cdot 131 = 137,44 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$$

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S = 96,7 - 298 \cdot 137,44 / 1000 = 55,75 \text{ кДж/моль}$$

При $T = 298^\circ\text{К}$, $\Delta G > 0$ – реакция не идет самопроизвольно, т.е. реакция будет протекать в обратном направлении.

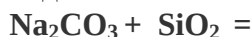
Чтобы рассчитать температуру, при которой равновероятны оба направления реакции, надо ΔG приравнять к нулю:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S = 0, \text{ тогда}$$

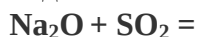
$$T = -(\Delta G - \Delta H) / \Delta S = -(0 - 96,7) / 0,137 = 705,83 \text{ К}$$

При $T = 705,83 \text{ К}$ реакция будет идти равновероятно как в прямом так и в обратном направлении.

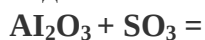
Задача 1. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



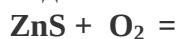
Задача 2. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



Задача 3. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



Задача 4. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



Задача 5. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{Mg} + \text{CO}_2 =$

Задача 6. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{Mg} =$

Задача 7. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{SiO}_2 + \text{Mg} =$

Задача 8. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{ZnO} + \text{C} =$

Задача 9. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{NH}_3 + \text{O}_2 =$

Задача 10. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{H}_2\text{O} + \text{CO} =$

Задача 11. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{CO}_2 + \text{C} =$

Задача 12. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 =$

Задача 13. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{H}_2 + \text{O}_2 =$

Задача 14. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{NH}_3 + \text{HCl} =$

Задача 15. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} =$

Задача 16. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{NH}_3 + \text{O}_2 =$

Задача 17. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{O}_2 =$

Задача 18. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} =$

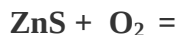
Задача 19. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} =$

Задача 20. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 =$

Задача 21. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{Na}_2\text{O} + \text{SiO}_2 =$

Задача 22. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{SO}_3 =$

Задача 23. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



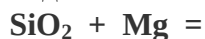
Задача 24. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



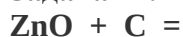
Задача 25. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



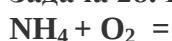
Задача 26. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



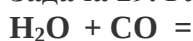
Задача 27. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



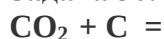
Задача 28. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



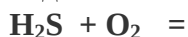
Задача 29. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



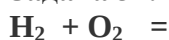
Задача 30. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



Задача 31. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



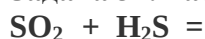
Задача 32. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



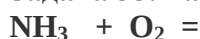
Задача 33. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



Задача 34. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



Задача 35. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции.



Критерии оценивания:

- **оценка «5» (отлично)** выставляется при полном выполнении работ, отсутствии ошибок, грамотного текста, наличия выводов;
- **оценка «4» (хорошо)** выставляется при выполнении всего объема работ и наличии несущественных ошибок, которые не оказали влияния на окончательный результат;
- **оценка «3» (удовлетворительно)** выставляется при неполном выполнении всех заданий, при наличии ошибок, которые не оказали существенного влияния на окончательный результат;
- **оценка «2» (неудовлетворительно)** выставляется, если допущены принципиальные ошибки, работа выполнена крайне небрежно, без соблюдения сроков сдачи.

Практическая работа №6

Определение ЭДС окислительно-восстановительных цепей. Вычисление окислительно-восстановительного потенциала системы.

Цель: научиться определять ЭДС окислительно-восстановительных цепей. Вычислять окислительно-восстановительного потенциала системы.

Теоретическая часть

Окислительно — восстановительный потенциал является частным, узким случаем понятия электродного потенциала. Рассмотрим подробнее эти понятия.

В **ОВР** передача электронов **восстановителями** **окислителям** происходит при непосредственном контакте частиц, и энергия химической реакции переходит в теплоту.

Энергия любой **ОВР**, протекающей в растворе электролита, может быть превращена в электрическую энергию, если, например, окислительно-восстановительные процессы разделить пространственно, т.е. передача электронов восстановителем будет происходить через проводник электричества.

Это реализовано в гальванических элементах, где электрическая энергия получается из химической энергии окислительно-восстановительной реакции.

Элемент Даниэля-Якоби

Рассмотрим **гальванический элемент Даниэля-Якоби**, в котором левый сосуд наполнен раствором сульфата цинка $ZnSO_4$, с опущенной в него цинковой пластинкой, а правый сосуд – раствором сульфата меди $CuSO_4$, с опущенным в него медной пластинкой.

гальванический элемент Даниэля-Якоби

Взаимодействие между раствором и пластиной, которая выступает в качестве электрода, способствует тому, чтобы электрод приобрел электрический заряд.

Возникающая на границе металл-раствор электролита разность потенциалов, называется **электродным потенциалом**. Значение и знак (+ или -) электродного потенциала определяются природой раствора и находящегося в нем металла.

При погружении металлов в растворы их солей **более активные** из них (Zn , Fe и др.) заряжаются отрицательно, а **менее активные** (Cu , Ag , Au и др.) положительно.

Результатом соединения цинковой и медной пластинки проводником электричества, является возникновение в цепи электрического тока за счет перетекания электронов с цинковой к медной пластинке по проводнику.

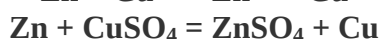
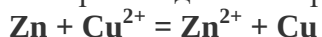
При этом происходит уменьшение количества электронов в цинке, что компенсируется переходом Zn^{2+} в раствор т.е. происходит растворение цинкового электрода — **анода (процесс окисления)**.



В свою очередь, рост количества электронов в меди компенсируется разряжением ионов меди, содержащихся в растворе, что приводит к накоплению меди на медном электроде — **катоде (процесс восстановления)**:



Таким образом, в элементе Даниэля-Якоби происходит такая реакция:



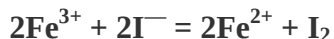
Количественно охарактеризовать **окислительно-восстановительные** процессы позволяют **электродные потенциалы**, измеренные относительно нормального **водородного электрода** (его потенциал принят равным нулю).

Чтобы определить **стандартные электродные потенциалы** используют элемент, одним из электродов которого является испытуемый металл (или неметалл), а другим является водородный электрод. По найденной разности потенциалов на полюсах элемента определяют нормальный потенциал исследуемого металла.

Окислительно-восстановительный потенциал

Значениями окислительно-восстановительного потенциала пользуются в случае необходимости **определения направления протекания реакции** в водных или других растворах.

Проведем реакцию

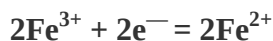


таким образом, чтобы йодид-ионы и ионы железа **обменивались своими электронами через проводник**.

В сосуды, содержащие растворы Fe^{3+} и I^- , поместим **инертные** (платиновые или угольные) **электроды** и замкнем внутреннюю и внешнюю цепь. В цепи возникает электрический ток.

Йодид-ионы отдают свои электроны, которые будут перетекать по проводнику к инертному электроду, погруженному в раствор соли Fe^{3+} :





Процессы окисления-восстановления происходят у поверхности инертных электродов. Потенциал, который возникает на границе инертный электрод – раствор и содержит как окисленную, так восстановленную форму вещества, называется **равновесным окислительно-восстановительным потенциалом**.

Факторы, влияющие на значение окислительно-восстановительного потенциала

Значение окислительно-восстановительного потенциала зависит от многих **факторов**, в том числе и таких как:

1) Природа вещества (окислителя и восстановителя)

2) Концентрация окисленной и восстановленной форм.

При температуре 25°C и давлении 1 атм. величину окислительно-восстановительного потенциала рассчитывают с помощью **уравнения Нернста**:

$$E = E^{\circ} + (RT/nF)\ln(C_{ок}/C_{вос}), \text{ где}$$

E – окислительно-восстановительный потенциал данной пары;

E° – стандартный потенциал (измеренный при $C_{ок} = C_{вос}$);

R – газовая постоянная ($R = 8,314$ Дж);

T – абсолютная температура, К

n – количество отдаваемых или получаемых электронов в окислительно-восстановительном процессе;

F – постоянная Фарадея ($F = 96484,56$ Кл/моль);

$C_{ок}$ – концентрация (активность) окисленной формы;

$C_{вос}$ – концентрация (активность) восстановленной формы.

Подставляя в уравнение известные данные и перейдя к десятичному логарифму, получим следующий вид уравнения:

$$E = E^{\circ} + (0,059/n)\lg(C_{ок}/C_{вос})$$

При $C_{ок} > C_{вос}$, $E > E^{\circ}$ и наоборот, если $C_{ок} < C_{вос}$, то $E < E^{\circ}$

3) Кислотность раствора

Для пар, окисленная форма которых содержит кислород (например, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, CrO_4^{2-} , MnO_4^{-}) при уменьшении pH раствора окислительно-восстановительный потенциал возрастает, т.е. потенциал растет с ростом H^{+} . И наоборот, окислительно-восстановительный потенциал падает с уменьшением H^{+} .

4) Температура

При увеличении температуры окислительно-восстановительный потенциал данной пары также растет.

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы представлены в таблицах специальных справочников. Следует иметь ввиду, что рассматриваются только реакции в водных растворах при температуре $\approx 25^{\circ}\text{C}$.

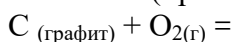
Задание: Решить задачи на Определение ЭДС окислительно-восстановительных цепей.

Вычисление окислительно-восстановительного потенциала системы.

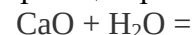
Задача 1. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 1,12 л этана (н. у.).



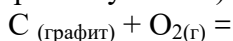
Задача 2. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 1 г графита до углекислого газа (при стандартных условиях) выделилось 32,8 кДж теплоты.



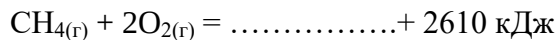
Задача 3. Какое количество теплоты выделится при гашении 1 кг оксида кальция (тепловой эффект реакции равен $-369,1$ кДж/моль).



Задача 4. Какое количество теплоты выделится при сгорании 2 г графита до углекислого газа (стандартных условия) выделилось 65,6 кДж теплоты.



Задача 5. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 1,12 л этана (н. у.).



Задача 6. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 2,24 л аммиака (н. у.).



Задача 7. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 1,12 л сероводорода (н. у.).



Задача 8. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 2,24 л водорода (н. у.).



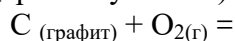
Задача 9. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 1,12 л аммиака (н. у.).



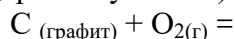
Задача 10. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 2,24 л сахарозы (н. у.).



Задача 11. Какое количество теплоты выделится при сгорании 4 г графита до углекислого газа (стандартных условия) выделилось 65,6 кДж теплоты



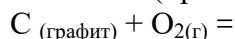
Задача 12. Какое количество теплоты выделится при сгорании 3 г графита до углекислого газа (стандартных условия) выделилось 65,6 кДж теплоты



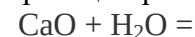
Задача 13. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 2,24 л этана (н. у.).



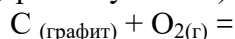
Задача 14. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 2 г графита до углекислого газа (при стандартных условиях) выделилось 64,8 кДж теплоты.



Задача 15. Какое количество теплоты выделится при гашении 2 кг оксида кальция (тепловой эффект реакции равен $-369,1 \text{ кДж/моль}$).



Задача 16. Какое количество теплоты выделится при сгорании 1 г графита до углекислого газа (стандартных условия) выделилось 64,8 кДж теплоты



Задача 17. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 1,12 л этана (н. у.).



Задача 18. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 1,12 л аммиака (н. у.).



Задача 19. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 2,24 л сероводорода (н. у.).



Задача 20. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 1,12 л водорода (н. у.).



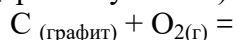
Задача 21. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 2,24 л аммиака (н. у.).



Задача 22. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 1,12 л сахарозы (н. у.).



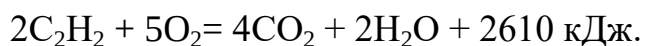
Задача 23. Какое количество теплоты выделится при сгорании 5 г графита до углекислого газа (стандартных условия) выделилось 68,4 кДж теплоты



Критерии оценивания:

- **оценка «5» (отлично)** выставляется при полном выполнении работ, отсутствии ошибок, грамотного текста, наличия выводов;
- **оценка «4» (хорошо)** выставляется при выполнении всего объема работ и наличии несущественных ошибок, которые не оказали влияния на окончательный результат;
- **оценка «3» (удовлетворительно)** выставляется при неполном выполнении всех заданий, при наличии ошибок, которые не оказали существенного влияния на окончательный результат;
- **оценка «2» (неудовлетворительно)** выставляется, если допущены принципиальные ошибки, работа выполнена крайне небрежно, без соблюдения сроков сдачи.

Термохимическое уравнение реакции полного сгорания ацетилена:



Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 1,12 л ацетилена (н. у.).



Для решения задачи составим пропорцию:

При сгорании 44,8 л C_2H_2 (2 моль) — 2610 кДж

При сгорании 1,12 л C_2H_2 — x кДж

$$x = \frac{1,12 \cdot 2610}{44,8} = 65,25 \text{ кДж}$$

Ответ: 65,25 кДж.

Практическая работа №7

Определение скорости реакции

Цель: научиться определять скорость реакции.

Теоретическая часть

Скорость гомогенной реакции v можно определить как изменение количества вещества исходного реагента за единицу времени (τ) в единице объема (V):

$$v_{\text{гомог}} = \frac{v_2 - v_1}{V(\tau_2 - \tau_1)}.$$

Учитывая, что $\Delta v/V = -\Delta c$, где $\Delta c = c_2 - c_1$ ($c_2 < c_1$) — изменение концентрации реагирующего вещества, получаем новое выражение:

$$v_{\text{гомог}} = -\frac{\Delta c}{\Delta \tau}.$$

Скорость гомогенной реакции определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени.

Скорость реакции измеряется в моль/(см³•мин) или в моль/(л•с).

Скорость гетерогенной реакции определяется изменением количества вещества исходного реагента в единицу времени на единице поверхности S :

$$v_{\text{гетерог}} = -\frac{\Delta v}{S\Delta \tau}.$$

Факторы, влияющие на скорость химических реакций

Особенности реакций	Примеры	Теоретическое обоснование
Природа реагирующих веществ	Металлы (K, Na) с водой реагируют с различной скоростью	Атомы металлов K и Na отдают электроны (окисляются) с разной скоростью, т. к. $R_K > R_{Na}$ (R – радиус атома)
Для гомогенных процессов скорость химической реакции зависит от концентрации реагирующих веществ	Горение вещества в чистом кислороде активнее, чем в воздухе	Частота столкновений молекул реагирующих веществ зависит от их числа в единице объема, т. е. от концентрации
Для веществ в твердом состоянии скорость реакции прямо пропорциональна поверхности соприкосновения реагентов	Вещества железа и сера в твердом состоянии реагируют достаточно быстро лишь в измельченном виде и при перемешивании	При измельчении и перемешивании увеличивается поверхность соприкосновения реагирующих веществ
При повышении температуры на каждые 10° скорость большинства реакций увеличивается в 2–4 раза правило Вант-Гоффа): $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10}$	Со многими веществами кислород начинает реагировать с заметной скоростью уже при обычной температуре (медленное окисление), а при повышении температуры скорость окисления резко увеличивается	Для химической реакции взаимодействующие молекулы должны быть активны (обладать достаточной кинетической энергией). При повышении температуры доля активных молекул возрастает
Скорость химической реакции зависит от присутствия катализатора (или ингибитора): $A + K \rightarrow AK,$ $AK + B \rightarrow AB + K,$ $A + B \xrightarrow{K} AB$	Разложение бертолетовой соли ($KClO_3$) и пероксида водорода (H_2O_2) ускоряется в присутствии MnO_2 . В присутствии ингибиторов соляная кислота становится инертной к металлам	В присутствии катализаторов молекулы, как правило, становятся реакционноспособными при более низкой температуре. Реакционная способность $KClO_3$ проявляется при $400^\circ C$, а в присутствии MnO_2 – при $200^\circ C$
В две пробирки положить по грануле цинка и прилить: в <i>первую</i> – 2 мл разбавленной соляной кислоты (1:2), а во <i>вторую</i> – 2 мл разбавленной уксусной кислоты (1:2)	Учитывая силу кислот и, следовательно, разную концентрацию ионов гидроксония (H_3O^+) в их растворах, объяснить различную скорость выделения свободного водорода ($H_2 \uparrow$). Как можно изменить условия обеих реакций, чтобы их скорости увеличились?	
В одну пробирку насыпать немного порошка железа, в другую – столько же железных стружек и в обе пробирки прилить по 2 мл разбавленной соляной кислоты (1:2)	Объяснить причину большей скорости выделения пузырьков газа при взаимодействии кислоты с восстановленным железом (порошком)	
В две пробирки положить по 2 гранулы цинка: в первую –	Что наблюдается? Объяснить большую скорость	

прилить 2 мл разбавленной серной кислоты (1:5), а во вторую – раствор H ₂ SO ₄ (1:10)	взаимодействия в одном из опытов	
В две пробирки положить по 2 гранулы цинка и в обе прилить по 2 мл разбавленной серной кислоты (1:10). Одну из пробирок слегка подогреть	Сравнить результаты наблюдений, объяснить причину различной скорости химической реакции. Каким образом можно увеличить скорость реакции без нагревания?	

Для количественной характеристики осмотических свойств растворов по отношению к чистому растворителю вводится понятие об осмотическом давлении.

Осмотическое давление ($P_{\text{осм}}$) – мера силы, приходящейся на единицу площади поверхности и заставляющей проникать молекулы растворителя через полупроницаемую перегородку или, другими словами, давление, которое нужно приложить к раствору, чтобы осмос прекратился. Осмотическое давление в растворе не существует, оно проявляется только тогда, когда раствор отделен от растворителя полупроницаемой мембраной.

Осмотическое давление $P_{\text{осм}}$ зависит от температуры раствора и его концентрации и не зависит от природы растворителя и растворенного вещества.

В 1886 г. голландский химик Вант-Гофф показал, что для разбавленных растворов неэлектролитов зависимость осмотического давления от температуры и концентрации выражается уравнением (закон Вант-Гоффа).

Осмоз – результат неравенства химических потенциалов воды по разные стороны мембраны. Идеальная полупроницаемая мембрана пропускает молекулы воды и не пропускает молекулы растворенного вещества.

Закон Вант-Гоффа. Осмотическое давление раствора равно газовому давлению, которое производило бы растворенное вещество, находясь в газообразном состоянии и занимая объем, равный объему раствора.

$$P_{\text{осм}} = c \cdot R \cdot T = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{M(\text{раств. в-ва}) \cdot V(\text{р-ра})} \cdot R \cdot T,$$

где $P_{\text{осм}}$ – осмотическое давление, кПа;

c – молярная концентрация растворенного вещества, моль/л;

R – универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/(моль×К);

T – абсолютная температура, К;

$V(\text{р-ра})$ – объем раствора, л.

Осмоз – односторонняя диффузия вещества через полупроницаемую мембрану.

Осмотическое давление – сила, обуславливающая осмос. Оно равно внешнему давлению, при котором осмос видимо прекращается.

Пример. Чему равно при температуре 7,5°C осмотическое давление раствора, в 1,5 л которого содержится 276 г глицерина (C₃H₈O₃).

$$P_{\text{осм.}} = \frac{nRT}{V};$$

подставляем данные в формулу.

V

$$M(C_3H_8O_3) = 92 \text{ г/моль}$$

$$P_{\text{осм.}} = \frac{nRT}{V} = \frac{276 \cdot 8,31 \cdot 280,5}{92 \cdot 1,5 \cdot 10^{-3}} = 465\,360 \text{ Па}$$

Ответ: $P_{\text{осм.}} = 465360 \text{ Па}$.

Задание: Решить задачи на определение скорость реакции

Задача № 1. Чему равно при температуре 7,5°C осмотическое давление раствора, в 1,5 л которого содержится 276 г глицерина ($C_3H_8O_3$).

Задача № 2. Чему равно при температуре 7,5°C осмотическое давление раствора, в 2,5 л которого содержится 246 г этилового спирта.

Задача №3. Чему равно при температуре 12,5°C осмотическое давление раствора, в 2,5 л которого содержится 280 г сахарозы.

Задача №4. Чему равно при температуре 10,5°C осмотическое давление раствора, в 1,3 л которого содержится 280 г глюкозы.

Задача №5. Чему равно при температуре 14,5°C осмотическое давление раствора, в 1,5 л которого содержится 264 г мальтозы.

Задача №6. Чему равно при температуре 12,5°C осмотическое давление раствора, в 2,5 л которого содержится 180 г фруктозы.

Задача №7. Чему равно при температуре 8,5°C осмотическое давление раствора, в 3,5 л которого содержится 190 г галактозы.

Задача №8. Чему равно при температуре 6,5°C осмотическое давление раствора, в 2,5 л которого содержится 160 г этиленгликоля.

Задача № 9. Чему равно при температуре 6,5°C осмотическое давление раствора, в 1,6 л которого содержится 176 г муравьиной кислоты.

Задача № 10. Чему равно при температуре 8,5°C осмотическое давление раствора, в 2,5 л которого содержится 190 г уксусной кислоты.

Задача № 11. Чему равно при температуре 6,5°C осмотическое давление раствора, в 3,5 л которого содержится 176 г метилового спирта.

Задача № 12. Чему равно при температуре 4,5°C осмотическое давление раствора, в 1,5 л которого содержится 226 г этанола.

Задача № 13. Рассчитайте осмотическое давление эритроцитов, помещенных в 250 мл раствора хлорида натрия, содержащего 12 г растворенного вещества при 18°C?

Задача № 14. Рассчитайте осмотическое давление эритроцитов, помещенных в 150 мл раствора гидроксида кальция, содержащего 10 г растворенного вещества при 25°C?

Задача № 15. Рассчитайте осмотическое давление эритроцитов, помещенных в 300 мл раствора хлорида кальция, содержащего 12 г растворенного вещества при 16°C?

Задача № 16. Рассчитайте осмотическое давление эритроцитов, помещенных в 240 мл раствора нитрата кальция, содержащего 10 г растворенного вещества при 18°C?

Задача № 17. Рассчитайте осмотическое давление эритроцитов, помещенных в 200 мл раствора нитрата калия, содержащего 16 г растворенного вещества при 22°C?

Задача № 18. Рассчитайте осмотическое давление эритроцитов, помещенных в 150 мл раствора карбоната кальция, содержащего 18 г растворенного вещества при 20°C?

Задача № 19. Рассчитайте осмотическое давление эритроцитов, помещенных в 350 мл раствора хлорида магния, содержащего 16 г растворенного вещества при 26°C?

Задача № 20. Рассчитайте осмотическое давление эритроцитов, помещенных в 260 мл раствора гидроксида магния, содержащего 12 г растворенного вещества при 20°C?

Задача № 21. Рассчитайте осмотическое давление эритроцитов, помещенных в 150 мл раствора сульфат кальция, содержащего 12 г растворенного вещества при 18°C?

Задача № 22. Рассчитайте осмотическое давление эритроцитов, помещенных в 260 мл раствора сульфата натрия, содержащего 10 г растворенного вещества при 24°C?

Задача № 23. Рассчитайте осмотическое давление эритроцитов, помещенных в 340 мл раствора хлорида магния, содержащего 14 г растворенного вещества при 21°C?

Задача № 24. Рассчитайте осмотическое давление эритроцитов, помещенных в 360 мл раствора сульфата карбоната калия, содержащего 16 г растворенного вещества при 23°C?

Критерии оценивания:

- **оценка «5» (отлично)** выставляется при полном выполнении работ, отсутствии ошибок, грамотного текста, наличия выводов;
- **оценка «4» (хорошо)** выставляется при выполнении всего объема работ и наличии несущественных ошибок, которые не оказали влияния на окончательный результат;
- **оценка «3» (удовлетворительно)** выставляется при неполном выполнении всех заданий, при наличии ошибок, которые не оказали существенного влияния на окончательный результат;
- **оценка «2» (неудовлетворительно)** выставляется, если допущены принципиальные ошибки, работа выполнена крайне небрежно, без соблюдения сроков сдачи.

Практическая работа №8

Определение зависимости скорости реакции от температуры, концентрации и давления

Цель: научиться определять зависимость скорости реакции от температуры, концентрации и давления.

Теоретическая часть

Факторы, влияющие на скорость химической реакции

Определим факторы, влияющие на скорость химической реакции v :

1 Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ
определяется законом действующих масс:

$$v = k[A]^a \cdot [B]^b$$

Очевидно, что с увеличением концентраций реагирующих веществ, скорость реакции v увеличивается, т.к. увеличивается число соударений между участвующими в химическом процессе веществами.

Причем, важно учитывать порядок реакции:

если это $n = 1$ по некоторому реагенту, то ее скорость прямо пропорциональна концентрации этого вещества.

Если по какому-либо реагенту $n = 2$, то удвоение его концентрации приведет к росту скорости реакции в $2^2 = 4$ раза.

А увеличение концентрации в **3 раза** ускорит реакцию в $3^2 = 9$ раз.

2 Зависимость скорости реакции от давления

Справедлива для веществ в газообразном состоянии и определяется уравнением *Клапейрона – Менделеева*, которое связывает концентрацию и давление:

$$pV = nRT, \text{ откуда}$$

$$C = p/RT$$

Таким образом, изменение концентрации в системе, а следовательно и скорости реакции имеет прямую зависимость от изменения давления.

Например, для реакции первого порядка, **увеличение давления** в 2 раза вызовет **рост концентрации** вещества в 2 раза, что непременно изменит скорость реакции v – она станет в **2 раза больше**.

3 Зависимость скорости реакции от площади поверхности

Для *гетерогенных реакций* скорость реакции зависит от площади соприкосновения частиц:

$$V_{\text{гетер.}} = \Delta n / (S \cdot \Delta t),$$

где S — площадь соприкосновения частиц, мм^2 ,

Δn — изменение количества веществ, принимающих участие в реакции (исходных веществ или продуктов реакции), моль;

Δt — промежуток времени, с;

Единица измерения скорости гетерогенной реакции, моль/ $\text{м}^2 \cdot \text{с}$.

Таким образом, вещества реагируют быстрее, если площадь поверхности, на которой может происходить взаимодействие веществ больше.

Растворяя вещество, мы уменьшаем его размеры до размеров молекулы, увеличивая тем самым площадь поверхности.

Поэтому химические процессы между веществами, находящимися в растворенном, жидком или газообразном состоянии имеют большую скорость, чем взаимодействия между твердыми веществами.

4 Зависимость скорости реакции от природы вещества

В этом случае, большое значение имеет строение электронной оболочки атома, тип химической связи и ее прочность в молекулах, структура вещества, прочность его кристаллической решетки.

Например, натрий будет активнее взаимодействовать с водой, чем олово. Поэтому и скорость взаимодействия натрия с водой выше скорости взаимодействия олова с водой.

5 Зависимость скорости реакции от температуры

определяется **правилом Вант-Гоффа** и **уравнением Аррениуса**

Повышая температуру, мы сообщаем молекулам дополнительную энергию (увеличивая, тем самым, энергию активации), которая способствует протеканию реакции.

Поэтому, при повышении температуры скорость химической реакции увеличивается.

Сванте Аррениус в 1889 году, изучая зависимость скорости реакции v от температуры, установил, что большинство химических процессов подчиняются уравнению:

$$k = A e^{-E_a/RT}$$

где k — константа скорости реакции

E_a -энергия активации — минимальная (критическая) энергия, необходимая для осуществления реакции, единица измерения Дж/моль

T — абсолютная температура

R — газовая постоянная, $R = 8,314$ Дж/моль·град

A — предэкспоненциальный множитель (частотный фактор), единица измерения совпадает с k . Эта константа выражает вероятность того, что при столкновении молекулы будут ориентированы так, чтобы взаимодействие было возможно.

Если известна константа скорости k при одной температуре T_1 , а требуется найти константу скорости k при некой другой температуре T_2 , то это легко сделать, если взять логарифм уравнения Аррениуса при T_1 и T_2 :

$$\ln k_1 = \lg A - E_a/2,3RT_1 \text{ и}$$

$$\ln k_2 = \lg A - E_a/2,3RT_2$$

Вычитая второе равенство из первого, получаем:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Уравнение Аррениуса при определении скорости химической реакции (в случае, если v описывается степенным уравнением), принимает вид:

$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

$$v = A e^{-E_a/RT} [A]^a [B]^b$$

Если принять, что концентрации веществ A и B постоянны и прологарифмировать данное выражение, то получим следующее выражение:

$$\ln v = \text{const} - E_a/2,3RT$$

Температура замерзания раствора — это температура начала кристаллизации раствора. Кристаллы растворителя будут находиться в равновесии с раствором, только тогда, когда значение давления насыщенного пара растворителя одинаковые над кристаллами и над растворами.

Разность между температурами кристаллизации чистого растворителя (T_3^0) и раствора (T^0) называется понижением температуры замерзания (ΔT_3)

$$\Delta T_3 = T_3^0 - T^0 \quad \Delta T_3 = K_{кр} \times m$$

Понижение температуры замерзания раствора, равно произведению криоскопической постоянной и моляльной концентрации раствора.

Криоскопическая постоянная зависит только от свойств растворителя.

Температурой кипения называют, температуру равновесного фазового перехода жидкости в пар. Изменение температуры кипения равна разности между температурой кипения раствора и температурой кипения чистого растворителя. $\Delta T_{кип} = T_{кип} - T_{кип}^0$

Изменение температуры кипения раствора равна произведению эбуллиоскопической постоянной растворителя и моляльной концентрации раствора. $\Delta T_{кип} = K_{эб} \times m$

По закону Рауля понижение температуры кристаллизации и повышение температуры кипения раствора (ΔT) по сравнению с температурами кристаллизации и кипения растворителя выражаются уравнением

$$\Delta t_{кип}^0 = K_э \cdot \frac{m_{р.в-ва} \cdot 1000}{M \cdot m_{р-ля}}$$

где K — криоскопическая или эбуллиоскопическая константа. Для воды они соответственно равны 1,86 и 0,52°;

m и M — соответственно масса растворенного вещества и его молярная масса;

m_1 — масса растворителя.

Алгоритм решения

1. Находим температуру кристаллизации по закону Рауля.
2. Находим температуру кристаллизации раствора $t_{кр} = t_{кр \text{ H}_2\text{O}} - t_{кр \text{ р-ра}}$
3. Находим температуру кипения по закону Рауля.
4. Находим температуру кипения раствора $t_{кип} = t_{кип \text{ H}_2\text{O}} - t_{кип \text{ р-ра}}$

Пример. Вычислите температуры кристаллизации и кипения 2% -ного водного раствора глюкозы.

Решение. По закону Рауля понижение температуры кристаллизации и повышение температуры кипения раствора (ΔT) по сравнению с температурами кристаллизации и кипения растворителя выражаются уравнением

$$\Delta T = K \frac{m1000}{Mm} \quad (1)$$

где K — криоскопическая или эбуллиоскопическая константа. Для воды они соответственно равны 1,86 и 0,52°; m и M — соответственно масса растворенного вещества и его молярная масса; m_1 — масса растворителя.

Понижение температуры кристаллизации 2%-ного раствора $C_6H_{12}O_6$ находим по формуле (1):

$$\Delta T = 1,86 \frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0,21^\circ$$

Вода кристаллизуется при 0С, следовательно, температура кристаллизации раствора $0 - 0,21 = -0,21$ С.

По формуле (1) находим и повышение температуры кипения – 2%-ного раствора:

$$\Delta T = 0,52 \frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0,06^\circ$$

Вода кипит при 100°С, следовательно, температура кипения этого раствора $100 + 0,06 = 100,06^\circ\text{С}$.

Задание: Решить задачи на определение зависимости скорости реакции от температуры, концентрации и давления.

Задача 1: Вычислите температуру кристаллизации и кипения 1% водного раствора глюкозы.

Задача 2. Вычислите температуры кристаллизации и кипения 2% -ного водного раствора глюкозы.

Задача 3. Вычислите температуры кристаллизации и кипения 0,2% -ного водного раствора гидроксида натрия.

Задача 4. Вычислите температуры кристаллизации и кипения 3% -ного водного раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Задача 5. Вычислите температуры кристаллизации и кипения 1,5% -ного водного раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Задача 6. Вычислите температуры кристаллизации и кипения 3,04% -ного водного раствора камфоры $C_{10}H_{16}O$.

Задача 7. Вычислите температуры кристаллизации и кипения 0,2% -ного водного раствора нафталина $C_{10}H_8$.

Задача 8. Вычислите температуры кристаллизации и кипения 2,5 % -ного водного раствора анилина $C_6H_5NH_2$.

Задача 9. Вычислите температуры кристаллизации и кипения 0,2% -ного водного раствора этилового спирта C_2H_5OH .

Задача 10. Вычислите температуры кристаллизации и кипения 0,15% -ного водного раствора пропилового спирта C_3H_7OH .

- Задача 11.** Вычислите температуры кристаллизации и кипения 2,2% -ного водного раствора сахара метанола CH_3OH .
- Задача 12.** Вычислите температуры кристаллизации и кипения 1% -ного водного раствора бензойной кислоты $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$.
- Задача 13.** Вычислите температуры кристаллизации и кипения 1,7% -ного водного раствора глицерина.
- Задача 14.** Вычислите температуры кристаллизации и кипения 4% -ного водного раствора нафталина C_{10}H_8 .
- Задача 15.** Вычислите температуры кристаллизации и кипения 1,5% -ного водного раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.
- Задача 16.** Вычислите температуры кристаллизации и кипения 2,07% -ного водного раствора камфоры $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$.
- Задача 17.** Вычислите температуры кристаллизации и кипения 0,1% -ного водного раствора нафталина C_{10}H_8 .
- Задача 18.** Вычислите температуры кристаллизации и кипения 1,5 % -ного водного раствора анилина $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$.
- Задача 19.** Вычислите температуры кристаллизации и кипения 0,3% -ного водного раствора этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.
- Задача 20.** Вычислите температуры кристаллизации и кипения 0,24% -ного водного раствора пропилового спирта $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$.
- Задача 21.** Вычислите температуры кристаллизации и кипения 2,4% -ного водного раствора сахара метанола CH_3OH .
- Задача 22.** Вычислите температуры кристаллизации и кипения 3% -ного водного раствора глюкозы.
- Задача 23.** Вычислите температуры кристаллизации и кипения 0,3% -ного водного раствора гидроксида натрия.
- Задача 24.** Вычислите температуры кристаллизации и кипения 2% -ного водного раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.
- Задача 25.** Вычислите температуры кристаллизации и кипения 2,5% -ного водного раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

Критерии оценивания:

- **оценка «5» (отлично)** выставляется при полном выполнении работ, отсутствии ошибок, грамотного текста, наличия выводов;
- **оценка «4» (хорошо)** выставляется при выполнении всего объема работ и наличии несущественных ошибок, которые не оказали влияния на окончательный результат;
- **оценка «3» (удовлетворительно)** выставляется при неполном выполнении всех заданий, при наличии ошибок, которые не оказали существенного влияния на окончательный результат;

- оценка «2» (неудовлетворительно) выставляется, если допущены принципиальные ошибки, работа выполнена крайне небрежно, без соблюдения сроков сдачи.

Практическая работа №9

Определение условий равновесия от внешней среды

Цель: научиться определять условия равновесия от внешней среды.

Теоретическая часть

Общий принцип смещения химического равновесия был предложен французским ученым Анри Ле-Шателье и в современной трактовке выглядит следующим образом:

Общий принцип смещения равновесия (принцип Ле-Шателье):

если на равновесную систему оказать внешнее воздействие, то равновесие сместится так, чтобы уменьшить влияние этого воздействия

Поскольку положение равновесия определяется скоростями прямой и обратной реакций, то оно зависит от тех же факторов, от которых зависит и скорость, а именно: температуры и концентрации веществ. Кроме того, на положение равновесия в реакциях с участием газов может влиять давление.

Факторы, влияющие на смещение химического равновесия

Разберем влияние каждого фактора на примере обратимой реакции синтеза аммиака:

Концентрация

В ходе прямой реакции из простых веществ (азота и водорода) получают аммиак, а в ходе обратной реакции посредством разложения аммиака образуются азот и водород.

При наступлении химического равновесия скорости прямой и обратной реакций становятся равны. Очевидно, что при увеличении концентрации газообразного азота в системе, возрастет и его равновесная молярная концентрация, и, следовательно, увеличится скорость прямой реакции, а скорость же обратной реакции останется неизменной. В таком случае говорят, что равновесие сдвигается вправо или в сторону прямой реакции. То есть, *при увеличении концентрации реагента, равновесие смещается в сторону образования продуктов*. Аналогично рассуждая, можно прийти к выводу, что *при уменьшении концентрации реагентов скорость обратной реакции будет больше, чем скорость прямой и равновесие сместится в сторону исходных веществ*.

Температура

Прямая реакция является экзотермической (протекает с выделением тепла), а обратная – эндотермической (идет с поглощением тепла). Рассмотрим поведение данной равновесной системы *при повышении температуры*. Руководствуясь принципом Ле-Шателье можно предсказать «сопротивление» системы внешнему воздействию (нагреванию), то есть прямая экзотермическая реакция будет замедляться и, значит, равновесие будет смещаться влево, *в сторону эндотермической реакции*. И наоборот, *при уменьшении температуры*, система будет «сопротивляться», отдавая тепло. То есть увеличится скорость прямой реакции и равновесие сместится *в сторону экзотермической реакции*.

Легко запомнить, что если происходит нагревание во время реакции (то есть выделяется тепло), то его нужно отводить (охлаждать). Если для реакции не хватает тепла (то есть поглощается тепло), то такую систему нужно нагревать.

Давление

Давление влияет только на обратимые газовые реакции, причем только на те из них, в которых происходит изменение общего числа молекул газа. *Увеличение давления смещает равновесие в сторону образования меньшего числа молекул газов, а уменьшение давления – в сторону увеличения числа молекул.* Так, в рассматриваемой реакции

количество газов в левой части уравнения $(1+3)=4$ моль, в правой - 2 моль. Следовательно, при повышении давления равновесие в данной системе сместится вправо, при уменьшении давления - влево.

Легко запомнить: увеличение давления смещает реакцию в сторону меньшего объема. В случае равных объемов газообразных исходных веществ и продуктов, давление не влияет на смещение равновесия.

Катализатор

При использовании катализатора в равновесных системах, ускоряются как прямая, так и обратная реакции, причем скорости обеих реакций увеличиваются в одинаковое число раз. Равновесие при этом сохраняется. Таким образом, **катализатор не влияет на положение равновесия**, а только приводит к более быстрому его установлению.

Для жидкостей, растворимых друг в друге в любых соотношениях, выполняется закон Рауля

Каждой жидкости при данной температуре соответствует определенное давление насыщенного пара p_0 . С повышением температуры p_0 увеличивается. При растворении в жидкости какого-либо нелетучего вещества давление насыщенного пара растворителя над раствором становится ниже, чем над чистым растворителем при той же температуре. Причем понижение давления пропорционально концентрации раствора.

Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества.

$$p = \frac{p_0 - p_0 \cdot n(\text{р. в.})}{n(\text{р. в.}) + n(\text{р-ля})}$$

где p_0 - давление насыщенного пара над раствором;

n_1 - число молей растворенного вещества;

n_2 - число молей растворителя.

Число молей находят по формуле: $n = \frac{m}{M}$

Пример решения

Найдите при 65°C давление пара над раствором, содержащим 13,68 г сахара ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) в 90 г воды, если давление пара над водой при той же температуре равно 25 кПа.

Зная формулу I закона Рауля, вычисляем:

$$\frac{p_1}{p_0} = \frac{n(\text{р. в.})}{n(\text{р. в.}) + n(\text{р-ля})}$$

$$n(\text{р. в.}) = \frac{m}{M} = \frac{13,68}{342} = 0,04 \text{ моль}$$

$$n(\text{р-ля}) = \frac{90}{18} = 5 \text{ моль}$$

$$p_1 = 25 \cdot 10^3 - 25 \cdot 10^3 \cdot 0,04/5,04 = 24801 \text{ Па}$$

Ответ: $p_1 = 24801$ Па

Задание: Решить задачи на определение условий равновесия от внешней среды

Задача №1 Найдите при 65°C давление пара над раствором, содержащим 13,68 г сахара ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) в 90 г воды, если давление пара над водой при той же температуре равно 25 кПа.

Задача №2 Найдите при 50°C давление пара над раствором, содержащим 10,28 г этиленгликоля $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$ в 900 г воды, если давление пара над водой при той же температуре равно 12334 Па.

Задача №3 Найдите при 40°C давление пара над раствором, содержащим 14,4 г фенола $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ в 80 г воды, если давление пара над водой при той же температуре равно $0,513 \cdot 10^5$ Па.

Задача №4 Найдите при 86°C давление пара над раствором, содержащим 12,88 г глюкозы в 108 г воды, если давление пара над водой при той же температуре равно 98775,3 Па.

Задача №5 Найдите при 56°C давление пара над раствором, содержащим 10,34 г глюкозы в 108 г воды, если давление пара над водой при той же температуре равно 98775,3 Па.

Задача №6 Найдите при 70°C давление пара над раствором, содержащим 12,12 г эфира $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ в 80 г воды, если давление пара над водой при той же температуре равно 24512 Па.

Задача №7 Найдите при 80°C давление пара над раствором, содержащим 16,28 г анилина $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ в 60 г воды, если давление пара над водой при той же температуре равно 622 кПа.

Задача №8 Найдите при 67°C давление пара над раствором, содержащим 8,44 г бензойной кислоты $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ в 90 г воды, если давление пара над водой при той же температуре равно 640 кПа.

Задача №9 Найдите при 80°C давление пара над раствором, содержащим 20,4 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ в 90 г воды, если давление пара над водой при той же температуре равно 640 кПа.

Задача №10 Найдите при 60°C давление пара над раствором, содержащим 12,4 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в 80 г воды, если давление пара над водой при той же температуре равно 740 кПа.

Задача №11 Найдите при 60°C давление пара над раствором, содержащим 16,2 г ацетона $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ в 90 г воды, если давление пара над водой при той же температуре равно 820 кПа.

Задача №12 Найдите при 60°C давление пара над раствором, содержащим 18,6 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в 80 г воды, если давление пара над водой при той же температуре равно 720 кПа.

Задача №13 Найдите при 50°C давление пара над раствором, содержащим 50 г этиленгликоля $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$ в 900 г воды, если давление пара над водой при той же температуре равно 620 кПа.

Задача №14 Давление пара воды при 50°C равно 12334 Па. Вычислите давление пара раствора, содержащего 50 г этиленгликоля $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$ в 900 г воды.

Задача №15 Давление пара воды при 65°C равно 25 кПа. Вычислите давление пара раствора, содержащего 13,68 г сахара $(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})$ в 90 г воды.

Задача №16 Давление пара воды при 50°C равно 12334 Па. Вычислите давление пара раствора, содержащего 10,28 г этиленгликоля $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$ в 900 г воды.

Задача №17 Давление пара воды при 40°C равно $0,513 \cdot 10^5$ Па. Вычислите давление пара раствора, содержащего 14,4 г фенола $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ в 80 г воды.

Задача №18 Давление пара воды при 70°C равно 98775,3 Па. Вычислите давление пара раствора, содержащего 12,88 г глюкозы в 180 г воды.

Задача №19 Давление пара воды при 50°C равно 12334 Па. Вычислите давление пара раствора, содержащего 50 г глюкозы в 900 г воды.

Задача №20 Давление пара воды при 70°C равно 24512 Па. Вычислите давление пара раствора, содержащего 12,12 г эфира $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ в 80 г воды.

Задача №21 Давление пара воды при 80°C равно 12334 Па. Вычислите давление пара раствора, содержащего 16,28 г анилина $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ в 60 г воды.

Задача №22 Давление пара воды при 67°C равно 640 кПа. Вычислите давление пара раствора, содержащего 18,44 г бензойной кислоты $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ в 90 г воды.

Задача №23 Давление пара воды при 67°C равно 740 кПа. Вычислите давление пара раствора, содержащего 20,4 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ в 90 г воды.

Задача №24 Давление пара воды при 65°C равно 740 кПа. Вычислите давление пара раствора, содержащего 12,4 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в 90 г воды.

Задача №25 Давление пара воды при 65°C равно 840 кПа. Вычислите давление пара раствора, содержащего 26,4 г ацетона $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ 20,4 г в 80 г воды.

Задача №26 Давление пара воды при 70°C равно 740 кПа. Вычислите давление пара раствора, содержащего 20,4 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в 90 г воды.

Задача №27 Давление пара воды при 62°C равно 640 кПа. Вычислите давление пара раствора, содержащего 20,4 г этиленгликоля $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$ в 80 г воды.

Критерии оценивания:

- **оценка «5» (отлично)** выставляется при полном выполнении работ, отсутствии ошибок, грамотного текста, наличия выводов;
- **оценка «4» (хорошо)** выставляется при выполнении всего объема работ и наличии несущественных ошибок, которые не оказали влияния на окончательный результат;
- **оценка «3» (удовлетворительно)** выставляется при неполном выполнении всех заданий, при наличии ошибок, которые не оказали существенного влияния на окончательный результат;
- **оценка «2» (неудовлетворительно)** выставляется, если допущены принципиальные ошибки, работа выполнена крайне небрежно, без соблюдения сроков сдачи.

Практическая работа №10

Определение смещения химического равновесия.

Цель: научиться определять смещения химического равновесия. Свойства растворов электролитов.

Теоретическая часть

При изучении свойств водных растворов кислот, щелочей и солей, относящихся к электролитам, было установлено, что они не подчиняются законам Рауля и Вант-Гоффа. Они имеют бóльшие, чем вычисленные по соответствующим формулам, понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором (ΔP), повышение температуры кипения ($\Delta t_{\text{кип}}$) и понижение температуры замерзания ($\Delta t_{\text{зам}}$), осмотическое давление ($P_{\text{осм}}$). Чтобы распространить на растворы электролитов расчетные формулы законов Рауля и Вант-Гоффа, в них был введен поправочный коэффициент i , называемый также *изотоническим коэффициентом* (ввел Вант-Гофф – 1887г.). Тогда

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = i N_1;$$
$$\Delta t_{\text{кип}} = i K_{\text{эб}} \cdot C_m;$$
$$\Delta t_{\text{зам}} = i K_{\text{кр}} \cdot C_m;$$
$$P_{\text{осм}} = i C R T.$$

Изотонический коэффициент показывает, во сколько раз экспериментальные величины $\Delta P^{\text{эк}}$, $\Delta t_{\text{кип}}^{\text{эк}}$, $\Delta t_{\text{зам}}^{\text{эк}}$, $P_{\text{осм}}^{\text{эк}}$ больше теоретических, т.е. вычисленных по формулам для растворов неэлектролитов:

$$\frac{\Delta P^{\text{эк}}}{\Delta P_{\text{теор}}} = \frac{\Delta t_{\text{кип}}^{\text{эк}}}{\Delta t_{\text{кип}}^{\text{теор}}} = \frac{\Delta t_{\text{зам}}^{\text{эк}}}{\Delta t_{\text{зам}}^{\text{теор}}} = \frac{P_{\text{осм}}^{\text{эк}}}{P_{\text{осм}}^{\text{теор}}} = i.$$

Коэффициент i показывает меру отклонения растворов электролитов от закономерностей для неэлектролитов; он всегда больше единицы ($i > 1$), стремится к целому числу.

Степень электролитической диссоциации (α) показывает отношение числа продиссоциированных молекул к их общему числу. Выражается в относительных единицах и в процентах:

$$\alpha = \frac{C_{\text{дисс}}}{C_{\text{м}}} \text{ , отн. ед. или } \alpha = \frac{C_{\text{дисс}}}{C_{\text{м}}} \times 100, \%$$

отсюда: $C_{\text{дисс}} = \alpha \cdot C_{\text{м}}$, и $C_{\text{ион}} = C_{\text{м}} \cdot \alpha \cdot n$,

где $C_{\text{дисс}}$ - концентрация продиссоциировавших молекул,

$C_{\text{м}}$ – молярная концентрация раствора,

$C_{\text{ион}}$ – концентрация ионов,

n – количество ионов данного вида, образующееся при диссоциации одной молекулы.

Экспериментально было установлено, что законы Вант-Гоффа и Рауля, выведенные для определения физических свойств растворов (относительное повышение давления насыщенного пара, повышение температуры кипения и замерзания растворов и осмотическое давление ($\Delta P/P_0$, $\Delta t_{\text{кип}}$ и $\Delta t_{\text{зам}}$, $P_{\text{осм}}$)) неприменимы к растворам электролитов.

Это объясняется тем, что в результате электролитической диссоциации суммарное число частиц (молекул и ионов) в растворе электролитов возрастает и становится больше числа растворенных моле-

кул. В соответствии с этим число частиц в растворах электролитов больше числа частиц в растворах неэлектролитов той же концентрации.

Для того, чтобы математическое выражение законов Вант-Гоффа и Рауля были справедливыми и для разбавленных растворов электролитов, вводится поправочный коэффициент *i* – *изотонический коэффициент* или коэффициент Вант-Гоффа.

Для растворов электролитов формулы имеют следующий вид:

$$\Delta P = P_0 \cdot \frac{i n}{N + i n} ;$$

$$\Delta t_{\text{кип.}} = i K_{\text{эб.}} C_{\text{м}} \text{ и } \Delta t_{\text{зам}} = i K_{\text{кр.}} C_{\text{м}};$$

$$P_{\text{осм.}} = i C_{\text{м}} R T.$$

Изотонический коэффициент *i* связан со степенью диссоциации (α) и количества ионов, образующихся при диссоциации одной молекулы электролита (*k*):

$$i = 1 + \alpha (k - 1) \text{ или } \alpha = (i - 1) / (k - 1)$$

Например, для сульфата алюминия: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{SO}_4^{2-}$ $k = 2 + 3 = 5$, и при $\alpha = 1$ $i = 5$

Нормальность раствора обозначает число грамм-эквивалентов данного вещества в одном литре раствора или число миллиграмм-эквивалентов в одном миллилитре раствора.

Грамм - эквивалентом вещества называется количество граммов вещества, численно равное его эквиваленту. Для сложных веществ - это количество вещества, соответствующее прямо или косвенно при химических превращениях 1 грамму водорода или 8 граммам кислорода.

$E_{\text{основания}} =$	$M_{\text{основания}} / \text{число}$	замещаемых	в	реакции	гидроксильных	групп
$E_{\text{кислоты}} =$	$M_{\text{кислоты}} / \text{число}$	замещаемых	в	реакции	атомов	водорода
$E_{\text{соли}} =$	$M_{\text{соли}} / \text{произведение}$	числа	катионов	на	его	заряд

$$C_{\text{ион}} = C_{\text{м}} \cdot \alpha \cdot n, \text{отсюда: } C_{\text{дисс}} = \alpha \cdot C_{\text{м}},$$

где $C_{\text{дисс}}$ - концентрация продиссоциировавших молекул,

$C_{\text{м}}$ – молярная концентрация раствора,

$C_{\text{ион}}$ – концентрация ионов,

n – количество ионов данного вида, образующееся при диссоциации одной молекулы.

(α) - степень электролитической диссоциации показывает отношение числа продиссоциированных молекул к их общему числу.

Алгоритм решения:

1. Определяем молярную концентрацию ионов раствора $C_{\text{м}}$

$C_{\text{м основания}} =$	$N_{\text{основания}} / \text{число}$	замещаемых	в	реакции	гидроксильных	групп
$C_{\text{м кислоты}} =$	$N_{\text{кислоты}} / \text{число}$	замещаемых	в	реакции	атомов	водорода
$C_{\text{м соли}} =$	$N_{\text{соли}} / \text{произведение}$	числа	катионов	на	его	заряд

Например: 0,6 Н (H_3PO_4) = 0,6/3=0,2 М

2. Пишем уравнение диссоциации



3. Определить n – количество ионов данного вида, образующееся при диссоциации одной молекулы. Например для воды:

$$n_{H^+}=1; n_{OH^-}=1;$$

4. Находим концентрацию ионов по формуле: $[H^+]=C_m \cdot n$ и $[OH^-]=C_m \cdot n$; единица измерения в моль/л.

5. Находим в г/л

$$[H^+]=n \cdot M(H^+) =$$

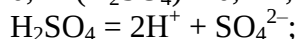
$$M(H^+) = 1 \text{ г/моль}$$

$$M(OH^-) = 16+1=17 \text{ г/моль}$$

Пример 1. Определить концентрацию $[H^+]$ и $[SO_4^{2-}]$ в 0,2 н растворе серной кислоты (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Решение. $[H^+]=C_m \cdot n$;

$$0,2 \text{ н } (H_2SO_4) = 0,1 \text{ М};$$



$$n_{H^+}=2; n_{SO_4^{2-}}=1;$$

$$[H^+] = 0,1 \cdot 2 = 0,2 \text{ моль/л или } 0,2 \cdot 1 = 0,2 \text{ г/л};$$

$$[SO_4^{2-}] = 0,1 \cdot 1 = 0,1 \text{ моль/л, или } 0,1 \cdot 96 = 9,6 \text{ г/л, где } M_{SO_4^{2-}} = 96.$$

Задание: Решить задачи на определение смещения химического равновесия. Свойства растворов электролитов

Пример 1. Определить концентрацию $[H^+]$ и $[SO_4^{2-}]$ в 0,2 н растворе серной кислоты (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 2. Определить концентрацию $[H^+]$ и $[PO_4^{3-}]$ в 0,6 н растворе фосфорной кислоты (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 3. Определить концентрацию $[H^+]$ и $[SO_3^{2-}]$ в 0,2 н растворе сернистой кислоты (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 4. Определить концентрацию $[H^+]$ и $[CO_3^{2-}]$ в 0,6 н растворе угольной кислоты (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 5. Определить концентрацию $[H^+]$ и $[CrO_4^{2-}]$ в 0,4 н растворе хромовой кислоты (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 6. Определить концентрацию $[H^+]$ и $[SO_4^{2-}]$ в 0,4 н растворе серной кислоты (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 7. Определить концентрацию $[H^+]$ и $[SiO_3^{2-}]$ в 0,2 н растворе кремниевой кислоты (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 8. Определить концентрацию $[H^+]$ и $[NO_3^-]$ в 0,2 н растворе азотной кислоты (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 9. Определить концентрацию $[H^+]$ и $[F^-]$ в 0,1 н растворе фтороводородной кислоты (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 10. Определить концентрацию $[H^+]$ и $[Cl^-]$ в 0,3 н растворе хлорной кислоты (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 11. Определить концентрацию $[H^+]$ и $[I^-]$ в 0,1 н растворе йодной кислоты (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 12. Определить концентрацию $[H^+]$ и $[SO_4^{2-}]$ в 0,4 н растворе серной кислоты (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 13. Определить концентрацию $[Ba^{2+}]$ и $[Cl^-]$ в 0,1 н растворе хлорида бария (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 14. Определить концентрацию $[Na^+]$ и $[OH^-]$ в 0,3 н растворе гидроксида натрия (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 15. Определить концентрацию $[K^+]$ и $[OH^-]$ в 0,2 н растворе гидроксида калия (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 16. Определить концентрацию $[Ca^{2+}]$ и $[OH^-]$ в 0,4 н растворе гидроксида кальция (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 17. Определить концентрацию $[Ba^{2+}]$ и $[OH^-]$ в 0,2 н растворе гидроксида бария (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 18. Определить концентрацию $[Co^{2+}]$ и $[OH^-]$ в 0,4 н растворе гидроксида кобальта (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 19. Определить концентрацию $[Cu^{2+}]$ и $[OH^-]$ в 0,6 н растворе гидроксида меди (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 20. Определить концентрацию $[Al^{3+}]$ и $[OH^-]$ в 0,3 н растворе гидроксида алюминия (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 21. Определить концентрацию $[Fe^{3+}]$ и $[OH^-]$ в 0,4 н растворе гидроксида железа (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 22. Определить концентрацию $[Cu^{2+}]$ и $[Cl^-]$ в 0,2 н растворе хлорида меди (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 23. Определить концентрацию $[Ba^{2+}]$ и $[Cl^-]$ в 0,4 н растворе хлорида бария (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 24. Определить концентрацию $[Ca^{2+}]$ и $[Cl^-]$ в 0,6 н растворе хлорида кальция (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 25. Определить концентрацию $[K^+]$ и $[Cl^-]$ в 0,2 н растворе хлорида калия (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример 26. Определить концентрацию $[Cu^{2+}]$ и $[I^-]$ в 0,2 н растворе иодида меди (α принять равной 1) в моль/л и г/л.

Пример решения

Алгоритм решения

1. Находим температуру кипения растворенного вещества

$$\Delta t_{\text{кип.}} = \Delta t_{\text{кип.р-ра}} - \Delta t_{\text{кип.}H_2O}$$

2. Вычисляем изотонический коэффициент из формулы

$$iK_{\text{эб}} = \frac{m_{\text{в}} \cdot 1000}{M_{\text{в}} \cdot m_{\text{р-ля}}}$$

$$i = \frac{\Delta t_{\text{кип}} \cdot m_{\text{р-ля}} \cdot M}{K_{\text{эб}} \cdot m_{\text{в}} \cdot 1000}$$

3. Не забудьте перевести % в граммы!!!

4. Находим степень диссоциации

$$i = 1 + \alpha (k - 1) \text{ или } \alpha = (i - 1) / (k - 1)$$

k- количества ионов.

Пример 1. Температура кипения 3,2%-ного раствора BaCl_2 составляет $100,208^\circ\text{C}$. Вычислить степень диссоциации соли в растворе.

Пример 2. Температура кипения 5,5%-ного раствора NaCl составляет $100,360^\circ\text{C}$. Вычислить степень диссоциации соли в растворе.

Пример 3. Температура кипения 4,9%-ного раствора NaNO_3 составляет $100,250^\circ\text{C}$. Вычислить степень диссоциации соли в растворе.

Пример 4. Температура кипения 3,9%-ного раствора KCl составляет $100,3^\circ\text{C}$. Вычислить степень диссоциации соли в растворе.

Пример 6. Температура кипения 2,6%-ного раствора KBr составляет $100,240^\circ\text{C}$. Вычислить степень диссоциации соли в растворе.

Пример 7. Температура кипения 3,5%-ного раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ составляет $100,320^\circ\text{C}$. Вычислить степень диссоциации соли в растворе.

Пример 8. Температура кипения 4,2%-ного раствора Na_2S составляет $100,290^\circ\text{C}$. Вычислить степень диссоциации соли в растворе.

Пример 9. Температура кипения 5,2%-ного раствора ZnCl_2 составляет $100,2^\circ\text{C}$. Вычислить степень диссоциации соли в растворе.

Пример 10. Температура кипения 1,6%-ного раствора $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ составляет $100,160^\circ\text{C}$. Вычислить степень диссоциации соли в растворе.

Пример 11. Температура кипения 1,9%-ного раствора $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ составляет $100,130^\circ\text{C}$. Вычислить степень диссоциации соли в растворе.

Пример 12. Температура кипения 2,6%-ного раствора CoSO_3 составляет $100,210^\circ\text{C}$. Вычислить степень диссоциации соли в растворе.

Пример 13. Температура кипения 3,4%-ного раствора AlCl_3 составляет $100,240^\circ\text{C}$. Вычислить степень диссоциации соли в растворе.

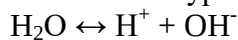
Пример 14. Температура кипения 1,7%-ного раствора Na_2S составляет $100,260^\circ\text{C}$. Вычислить степень диссоциации соли в растворе.

Пример 15. Температура кипения 2,7%-ного раствора K_2SO_4 составляет $100,160^{\circ}C$. Вычислить степень диссоциации соли в растворе.

Пример решения

Алгоритм решения

1. Написать уравнение диссоциации



2. Определить n – количество ионов (для в-ва) данного вида, образующееся при диссоциации одной молекулы. Например для воды:

$$n_{H^+}=1; n_{OH^-}=1;$$

3. Находим концентрацию ионов по формуле: $[H^+]=C_m \alpha n$

$[OH^-]=C_m \alpha n$; единица измерения в моль/л.

4. Внимание!!! α - перевести % (50% для решения берем 0,5)

5. Обратит внимание, что C_m (молярная концентрация раствора) в формуле используется для 1 моль вещества, поэтому $C_m = \frac{C_{дис}}{\alpha}$

6. Находим в г/л

$$[H^+]=n \cdot 3 \cdot M(H^+) =$$

$$M(H^+) = 1 \text{ г/моль}$$

$$M(OH^-) = 16+1=17 \text{ г/моль}$$

Пример 1. Вычислить концентрацию хлорид-ионов в 0,04 н растворе хлорида бария (в моль/л и г/л), если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 55%.

Пример 2. Вычислить концентрацию хлорид-ионов в 0,02 н растворе хлорида натрия (в моль/л и г/л), если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 65%.

Пример 3. Вычислить концентрацию нитрат-ионов в 0,04 н растворе нитрата натрия (в моль/л и г/л), если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 75%.

Пример 4. Вычислить концентрацию хлорид-ионов в 0,06 н растворе хлорида калия (в моль/л и г/л), если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 60%.

Пример 5. Вычислить концентрацию бромид-ионов в 0,02 н растворе бромида калия (в моль/л и г/л), если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 45%.

Пример 6 . Вычислить концентрацию нитрат-ионов в 0,04 н растворе нитрата кальция (в моль/л и г/л), если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 65%.

Пример 7. Вычислить концентрацию сульфид -ионов в 0,01 н растворе сульфида натрия (в моль/л и г/л), если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 75%.

Пример 8. Вычислить концентрацию хлорид-ионов в 0,02 н растворе хлорида цинка (в моль/л и г/л), если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 35%.

Пример 9. Вычислить концентрацию сульфат-ионов в 0,04 н растворе сульфата железа (III) (в моль/л и г/л), если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 60%.

Пример 10.Вычислить концентрацию нитрат-ионов в 0,03 нрастворе нитрата магния (в моль/л и г/л), если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 70%.

Пример 11.Вычислить концентрацию сульфит-ионов в 0,04 нрастворе сульфита кобальта (в моль/л и г/л), если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 70%.

Пример 12.Вычислить концентрацию хлорид-ионов в 0,02 нрастворе хлорида железа(III) (в моль/л и г/л), если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 65%.

Пример 13.Вычислить концентрацию сульфид-ионов в 0,04 нрастворе сульфида натрия (в моль/л и г/л), если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 55%.

Пример 14.Вычислить концентрацию сульфат-ионов в 0,02 нрастворе сульфата калия (в моль/л и г/л), если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 45%.

Пример 15. Вычислить концентрацию нитрат-ионов в 0,04 нрастворе нитрата магния (в моль/л и г/л), если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 65%.

Критерии оценивания:

- **оценка «5» (отлично)** выставляется при полном выполнении работ, отсутствии ошибок, грамотного текста, наличия выводов;
- **оценка «4» (хорошо)** выставляется при выполнении всего объема работ и наличии несущественных ошибок, которые не оказали влияния на окончательный результат;
- **оценка «3» (удовлетворительно)** выставляется при неполном выполнении всех заданий, при наличии ошибок, которые не оказали существенного влияния на окончательный результат;
- **оценка «2» (неудовлетворительно)** выставляется, если допущены принципиальные ошибки, работа выполнена крайне небрежно, без соблюдения сроков сдачи.