

Федеральное государственное бюджетное образовательное  
учреждение высшего образования  
«Рязанский государственный медицинский университет  
имени академика И.П. Павлова»  
Министерства здравоохранения Российской Федерации

*Кафедра общей химии*

# **Готовимся к олимпиаде по химии**

## **Часть I**

**Учебно-методическое пособие  
для школьников**

Рязань, 2021

**УДК 54(075.83)**

**ББК 24**

**Г 74**

Рецензенты: **М.А. Фролова** – канд. фарм. наук, доц. кафедры фармацевтической химии;  
**А.С. Лизунова** – канд. биол. наук, доц. кафедры фармакогнозии

Составитель: **Т.Ю. Колосова** – канд. хим. наук, доц. кафедры общей химии

**Г 74** Готовимся к олимпиаде по химии: учебно-методическое пособие для школьников. Часть I / сост.: Т.Ю. Колосова; ФГБОУ ВО РязГМУ Минздрава России. – Рязань: ОТСиОП, 2021 – 60 с.

Учебно-методическое пособие «Готовимся к олимпиаде по химии. Часть I» предназначено для самостоятельной подготовки школьников к олимпиадам по химии, а также в помощь преподавателям для эффективной работы с учащимися по повторению, систематизации и обобщению знаний по химии.

Библиогр.: 4

**УДК 54(075.83)**

**ББК 24**

## ВВЕДЕНИЕ

Решение задач по химии – это обязательный элемент ее изучения.

Решая разнообразные химические задачи, школьники анализируют закономерности протекания химических реакций, делают выводы о реакционной способности и свойствах соединений различных классов, выполняют расчеты по химическим уравнениям. Все перечисленное формирует прочные знания в различных разделах химии: Общей химии, Неорганической химии, Органической химии, Физической химии и других. Кроме того, решение задач – проверенный способ развития логического мышления, который легко сочетается с другими средствами и приёмами образования.

Работа над решением задач, представленных в учебно-методическом пособии «Готовимся к олимпиаде по химии», позволяет учащимся легко развить самостоятельность в обучении, а преподавателю, в свою очередь, – эффективно контролировать усвоение теоретического материала школьниками.

Часть I пособия делает акцент на задачи наиболее сложных разделов химии: Общей химии и Физической химии. Значительная часть задач, представленных в этом пособии, использовалась в заданиях прошедших химических олимпиад различных уровней, а также была представлена в составе заданий дополнительных вступительных испытаний на ряд факультетов МГУ.

Представленное учебно-методическое пособие «Готовимся к олимпиаде по химии» предназначено для участников олимпиад по химии.

## АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ

Газовое агрегатное состояние характеризуется свободным движением молекул, так как их кинетическая энергия значительно превосходит потенциальную энергию их взаимодействия друг с другом. Газы вследствие этого стремятся занять весь представленный им объём. В расчетах по химическим реакциям с участием газообразных веществ широко используется *закон Авогадро*:

*В равных объёмах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул*

Рассмотрим следствия из закона Авогадро, выведенные в предположении, что газы близки по свойствам к идеальному.

Первое следствие гласит, что при одинаковых условиях равные количества вещества различных газов занимают равные объёмы. В частности, при нормальных условиях (н.у.) – температуре 273К и давлении 101,3 кПа – 1 моль любого газа занимает объём 22,4 л. Это физическая постоянная называется *молярным объёмом* газа при нормальных условиях. Единица измерения молярного объёма газа – л/моль.

Молярный объём газа  $V_m$  равен отношению объёма порции газа ( $V_{\text{газа}}$ ) к количеству вещества газа в этой порции ( $\nu_{\text{газа}}$ ):

$$V_m = V_{\text{газа}} / \nu_{\text{газа}}$$

Второе следствие из закона Авогадро гласит, что молярная масса первого газа равна произведению молярной массы второго газа на относительную плотность первого газа по второму. Так молярная масса вещества в газообразном состоянии равна его удвоенной относительной плотности по водороду  $D_{\text{H}_2}$ :

$$M_{\text{газа}} = M_{\text{H}_2} * D_{\text{H}_2} = 2 * D_{\text{H}_2}$$

Аналогично, молярная масса вещества в газообразном состоянии равна его относительной плотности по воздуху, умноженной на 29 (средняя молярная масса воздуха равна 29 г/моль):

$$M_{\text{газа}} = M_{\text{возд}} * D_{\text{возд}} = 29 * D_{\text{возд}}$$

Относительная плотность газа по водороду, по воздуху и по любому другому газу определяется экспериментально, что позволяет рассчитать молекулярную массу газа.

Количество вещества газа и плотность газа ( $\rho$ ) рассчитываются по формулам:

$$v_{\text{газа}} = V_{\text{газа}} / V_m \qquad \rho_{\text{газа}} = M_{\text{газа}} / V_m$$

Если измерения объёма проводились при условиях, отличающихся от нормальных, то необходимо воспользоваться уравнением Менделеева-Клапейрона:

$$p * V = \nu * R * T,$$

где  $p$  – давление (Па),  $T$  – температура (К),  $R$  – универсальная газовая постоянная, равная  $8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ ,  $V$  – объём газа ( $\text{м}^3$ ).

Газы смешиваются в любых отношениях друг с другом, образуя газовые растворы. Количественно состав такого раствора (смеси) можно охарактеризовать с помощью массовой доли  $\omega$ , а также объёмной доли  $\varphi$  или молярной доли  $\chi$ :

$$\omega_{\text{газа}} = m_{\text{газа}} / m_{\text{смеси}} \quad \varphi_{\text{газа}} = V_{\text{газа}} / V_{\text{смеси}} \quad \chi_{\text{газа}} = \nu_{\text{газа}} / \nu_{\text{смеси}}$$

Из закона Авогадро следует, что для газов объёмная доля и молярная доля равны:

$$\varphi_{\text{газа}} = \chi_{\text{газа}}.$$

В большинстве задач, если специально не оговорено, условно считается, что воздух состоит только из азота ( $\varphi = 0,8$ ) и кислорода ( $\varphi = 0,2$ ).

Для расчета числа частиц  $N$ : атомов, ионов или молекул, – в образце вещества используют формулу:

$$N_{\text{частиц}} = N_A * \nu_{\text{частиц}},$$

где  $N_A$  – это число Авогадро, равное  $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ .

Газовые смеси часто характеризуют с помощью средней (точнее, средневзвешенной) молярной массы  $M_{\text{ср}}$ :

$$M_{\text{ср}} = M_1 * \varphi_1 + M_2 * \varphi_2 + \dots M_n * \varphi_n,$$

где  $M_1, M_2, \dots, M_n$  – молярные массы газов, находящихся в растворе, а  $\varphi_1, \varphi_2, \dots, \varphi_n$  – их объёмные доли.

### №1

В 5,6 л (н. у.) смеси оксидов углерода (II) и углерода (IV) содержится 4,7 моль электронов. Во сколько раз уменьшится объём газовой смеси при пропускании её через раствор гидроксида натрия?

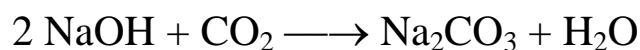
### Решение

Пусть в смеси содержится  $x$  моль  $\text{CO}_2$  и  $y$  моль  $\text{CO}$ . Молекула  $\text{CO}_2$  содержит  $6 + 8 + 8 = 22$  электрона, а молекула  $\text{CO}$  содержит  $6 + 8 = 14$  электронов. Составляем систему алгебраических уравнений:

$$\begin{cases} 22 * x + 14 * y = 4,7 \\ (x + y) * 22,4 = 5,6 \end{cases}$$

Решаем и получаем:  $x = 0,15$ ,  $y = 0,1$ , то есть  $\nu(\text{CO}_2) = 0,15$  моль,  $\nu(\text{CO}) = 0,1$  моль.

С гидроксидом натрия реагирует только  $\text{CO}_2$ :



Следовательно, через раствор гидроксида натрия пройдет только  $\text{CO}$  в количестве 0,1 моль. Объём газовой смеси уменьшится в  $(0,15 + 0,1) / 0,1 = 2,5$  раза.

**Ответ:** в 2,5 раза.

### №2

В 6,72 л (н. у.) смеси оксида азота (IV) и азота содержится 6,0 моль протонов. Во сколько раз уменьшится объём газовой смеси при пропускании её через раствор гидроксида калия?

**Ответ:** в 3 раза.

### №3

Газообразный углеводород массой 10,56 г смешан с криптоном, объёмная доля последнего составляет 20%. Смесь находится

в сосуде объемом 10 л под давлением 110 кПа при 28°C. Определите формулу углеводорода.

### Решение

Вычислим количество вещества газовой смеси:

$$\nu = \frac{p * V}{R * T} = \frac{0,01 * 1,1 * 10^5}{8,31 * 301} = 0,44 \text{ моль}$$

Объемная доля  $\varphi_X$  неизвестного углеводорода X составляет

$$\varphi_X = 1 - \varphi_{Kr} = 1 - 0,2 = 0,8$$

Вычислим количество вещества и молярную массу X:

$$\nu_X = 0,44 * 0,8 = 0,35 \text{ моль}, M_X = 10,56 / 0,35 = 30 \text{ г/моль}$$

Газ с молярной массой 30 г/моль – это этан  $C_2H_6$ .

**Ответ:**  $C_2H_6$ .

### №4

Газообразный углеводород массой 22 г смешан с аргоном, объемная доля последнего составляет 30%. Смесь находится в сосуде объемом 15 л под давлением 118 кПа при 25°C. Определите формулу углеводорода.

**Ответ:**  $C_3H_8$ .

### №5

Газовая смесь массой 6,18 г и объемом 3,63 л (22°C, 1 атм) состоит из углекислого газа (объемная доля 80%) и неизвестного газа. Эту газовую смесь пропустили через избыток аммиачного раствора оксида серебра. Определите массу выпавшего осадка.

### Решение

Вычислим количество вещества газовой смеси:

$$\nu = \frac{p * V}{R * T} = \frac{0,00363 * 1,013 * 10^5}{8,31 * 295} = 0,15 \text{ моль}$$

Вычислим количество вещества и массу углекислого газа в газовой смеси:

$$v(\text{CO}_2) = 0,15 * 0,8 = 0,12 \text{ моль}$$

$$m(\text{CO}_2) = 0,12 * 44 = 5,28 \text{ г}$$

Вычислим количество вещества и массу неизвестного газа X в газовой смеси:

$$v(\text{X}) = 0,15 - 0,12 = 0,03 \text{ моль}, m(\text{X}) = 6,18 - 5,28 = 0,9 \text{ г}$$

Вычислим молярную массу газа X:

$$M(\text{X}) = 0,9 / 0,03 = 30 \text{ г/моль.}$$

Газ, имеющий молярную массу 30 г/моль и реагирующий с аммиачным раствором оксида серебра, – это формальдегид  $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$ .

Вычислим массу металлического серебра, выпавшего в осадок:



$$v(\text{Ag}) = 0,03 * 4 * 108 = 12,96 \text{ г.}$$

**Ответ:** 12,96 г.

### **№6**

Газовая смесь массой 9,3 г и объемом 4,89 л (25°C, 1 атм), состоит из пропана и неизвестного газа, причем объемная доля последнего составляет 25%. Эту газовую смесь пропустили через аммиачный раствор оксида серебра. Определите массу выпавшего осадка.

**Ответ:** 8,05 г.

### **№7**

Газовая смесь массой 10,2 г и объемом 7,26 л (22°C, 1 атм), состоит из этана и неизвестного газа, причем объемная доля последнего составляет 40%. Эту газовую смесь пропустили через аммиачный раствор оксида серебра. Определите массу выпавшего осадка.

**Ответ:** 17,64 г.

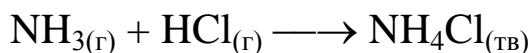


## №8

К 30 л смеси, состоящей из этана и аммиака, добавили 10 л хлороводорода, после чего плотность газовой смеси по воздуху стала равна 0,945. Рассчитайте объёмные доли газов в исходной смеси.

## Решение

Протекает реакция:



Исходная смесь состояла из  $\text{C}_2\text{H}_6$  ( $M = 30$  г/моль) и  $\text{NH}_3$  ( $M = 17$  г/моль). Средняя молярная масса образовавшейся газовой смеси составляет  $M_{\text{см}} = 29 * 0,945 = 27,4$  г/моль.

Если хлороводород ( $M = 36,5$  г/моль) был в избытке, то в образовавшейся газовой смеси содержатся этан и непрореагировавший хлороводород, и ее средняя молярная масса 27,4 г/моль должна находиться в диапазоне значений от 30 до 36,5 г/моль, а это противоречит условию.

Следовательно, хлороводород ( $M = 36,5$  г/моль) был в недостатке, и в образовавшейся газовой смеси содержатся этан и непрореагировавший аммиак, и ее средняя молярная масса, составляющая 27,4 г/моль, находится в диапазоне значений от 17 до 30 г/моль, что соответствует условию:

$$17 \text{ г/моль} < 27,4 \text{ г/моль} < 30 \text{ г/моль}$$

Пусть  $V(\text{C}_2\text{H}_6) = x$  литров, а  $V(\text{NH}_3) = y$  литров, следовательно,  $x + y = 30$ . Объем непрореагировавшего аммиака составляет  $y - 10$  литров.

Выразим среднюю молярную массу образовавшейся газовой смеси:

$$27,4 = \frac{m(\text{C}_2\text{H}_6) + m(\text{NH}_{3\text{непрореагир}})}{v(\text{C}_2\text{H}_6) + v(\text{NH}_{3\text{непрореагир}})} = \frac{30 * x + 17 * (y - 10)}{x + y - 10}$$

Составляем и решаем систему алгебраических уравнений:

$$\begin{cases} 27,4 = \frac{30 * x + 17 * (y - 10)}{x + y - 10} \\ 30 = x + y \end{cases}$$

$$x = 16, y = 14$$

Рассчитываем объемные доли газов:

$$\varphi(\text{C}_2\text{H}_6) = 16 / 30 = 0,533 \text{ или } 53,3\%$$

$$\varphi(\text{NH}_3) = 14 / 30 = 0,467 \text{ или } 46,7\%$$

**Ответ:**  $\varphi(\text{C}_2\text{H}_6) = 53,3\%$ ,  $\varphi(\text{NH}_3) = 46,7\%$ .

### №9

К 35 л смеси, состоящей из углекислого газа и метиламина, добавили 25 л бромоводорода, после чего плотность газовой смеси во воздухе стала равна 1,942. Вычислите объемные доли газов в исходной газовой смеси.

**Ответ:** 57,1%  $\text{CO}_2$ , 42,9%  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ .

### №10

Имеется смесь метана и водорода. Массы газов равны. Объем смеси составляет 2,016 л (н.у.). Определите объемные доли компонентов газовой смеси.

**Ответ:**  $\varphi(\text{CH}_4) = 11,11\%$ ,  $\varphi(\text{H}_2) = 88,89\%$ .

### №11

Определите массу осадка, образовавшегося после пропускания в избыток аммиачного раствора оксида серебра 8,96 л (н.у.) смеси этана и ацетилена, в которой число атомов водорода в 1,5 раза больше числа атомов углерода.

### Решение

Вычислим количество вещества смеси этана и ацетилена:

$$v = 8,96 / 22,4 = 0,4 \text{ моль}$$

Пусть  $\nu(\text{C}_2\text{H}_6) = x$  моль, а  $\nu(\text{C}_2\text{H}_2) = y$  моль. Выразим число атомов углерода и водорода в этой смеси:

$$N(\text{C}) = (2 * x + 2 * y) * N_A$$

$$N(\text{H}) = (6 * x + 2 * y) * N_A$$

По условию задачи:  $N(\text{C}) * 1,5 = N(\text{H})$ .

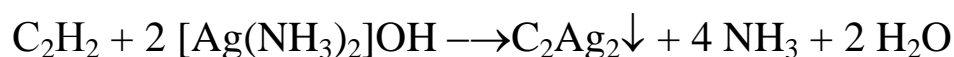
Составляем систему уравнений:

$$\begin{cases} (2 * x + 2 * y) * N_A * 1,5 = (6 * x + 2 * y) * N_A \\ x + y = 0,4 \end{cases}$$

Решаем и получаем:  $x = 0,1$ ,  $y = 0,3$ .

Следовательно,  $\nu(\text{C}_2\text{H}_6) = 0,1$  моль, а  $\nu(\text{C}_2\text{H}_2) = 0,3$  моль

Вычислим количество вещества и массу выпавшего осадка:



$$\nu(\text{C}_2\text{Ag}_2) = 0,3 \text{ моль, } m(\text{C}_2\text{Ag}_2) = 0,3 * 240 = 72 \text{ г.}$$

**Ответ:** 72 г.

### №12

Чему равна массовая доля хлорной кислоты в водном растворе, в котором число атомов кислорода в 10 раз больше числа атомов хлора?

**Ответ:** 48,2%.

### №13

Какую массу сульфата натрия следует добавить к сульфиду натрия массой 3,9 г, чтобы в полученной смеси массовая доля натрия стала равной 51,9%?

**Ответ:** 1,42 г.

### №14

Некоторое количество смеси гидрата дигидроортофосфата калия и дигидрата гидроортофосфата калия с равными массовыми долями веществ растворили в воде, которую взяли в 10 раз

больше по массе, чем смеси. Сколько атомов кислорода приходится на один атом фосфора в полученном растворе?

**Ответ:** 104 : 1.

### №15

Какова масса электронов, содержащихся в 1 г железа? Считайте, что  $m_{эл} = 1$  а.е.м. / 1836.

### Решение

Вычислим количество вещества железа и число его атомов:

$$\nu_{Fe} = 1 / 56 = 0,01786 \text{ моль}$$

$$N_{Fe} = 0,01786 * 6,02 * 10^{23} = 0,1075 * 10^{23}$$

Вычислим число электронов в образце железа, учитывая, что один атом железа содержит 26 электронов:

$$N_{эл} = 26 * 0,1075 * 10^{23} = 2,795 * 10^{23}$$

Выразим массу этого числа электронов:

$$m_{эл} = 1 \text{ а.е.м.} * 2,795 * 10^{23} / 1836 = 1,522 * 10^{20} \text{ а.е.м.}$$

Для того чтобы вычислить массу электронов в граммах, вычислим массу одного атома водорода, которая как раз и составляет 1 а.е.м.:

$$\nu_H = 1 / 6,02 * 10^{23} = 0,1661 * 10^{-23} \text{ моль}$$

$$m_H = 1 * 0,1661 * 10^{-23} = 0,1661 * 10^{-23} \text{ г} = 1 \text{ а.е.м.}$$

Вычислим массу всех электронов в образце железа:

$$m_{эл} = 1,522 * 10^{20} * 0,1661 * 10^{-23} = 0,253 * 10^{-3} \text{ г} = 0,253 \text{ мг}$$

**Ответ:** 0,253 мг.

### №16

Какова масса меди, если в ней содержится 1 г электронов. Считайте, что  $m_{эл} = 1$  а.е.м. / 1836.

**Ответ:** 4,052 кг.

**№17**

В газовой смеси оксида углерода (II) и оксида углерода (IV) массовое отношение  $m_C : m_O = 1 : 2$ . Вычислите массовые доли и объемные доли газов. Укажите соотношение  $m_C : m_O$ , при котором оба газа одновременно не могут присутствовать в смеси.

**Ответ:** массовые доли 38,89% CO и 61,11% CO<sub>2</sub>; объемные доли 50% CO<sub>2</sub> и 50% CO<sub>2</sub>; оба газа одновременно не могут присутствовать при массовом отношении более или равно, чем 12/16, а также менее или равно, чем 12/32.

**№18**

В смеси оксида меди (I) и оксида меди (II) на 4 атома меди приходится 3 атома кислорода. Вычислите массовые доли веществ в такой смеси.

**Ответ:**  $\omega(\text{CuO}) = 52,6\%$ ,  $\omega(\text{Cu}_2\text{O}) = 47,4\%$ .

**№19**

В каком молярном соотношении были смешаны карбид кальция и карбонат кальция, если массовая доля углерода в полученной смеси равна 25%?

**Ответ:**  $\nu(\text{CaC}_2) / \nu(\text{CaCO}_3) = 1,625$ .

## ТЕРМОХИМИЯ

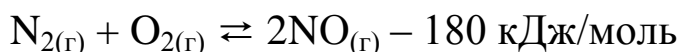
Термохимические уравнения – это уравнения химических реакций с указанием теплового эффекта реакции. Например:



Реакция горения серы (1) является *экзотермической*, а реакция окисления азота (2) – *эндотермической*.

Тепловой эффект конкретной химической реакции – это постоянная величина, отнесенная, как правило, к стандартным условиям ( $1,013 \cdot 10^5$  Па, 298К). Точные значения тепловых эффектов можно найти в справочнике физико-химических величин.

Количество теплоты, выделяющейся в результате реакции, пропорционально количеству вещества реагентов и продуктов. Например, в реакции окисления азота



1 моль кислорода превращается в 2 моль оксида азота (II) с поглощением 180 кДж, значит, для превращения 2 моль кислорода в 4 моль оксида азота (II) потребуется в два раза больше теплоты, а именно  $180 \cdot 2 = 360$  кДж. Фактически это означает, что теплота, выделяющаяся или поглощающаяся в химической реакции, является «полноправным» участником термохимического уравнения.

### №20

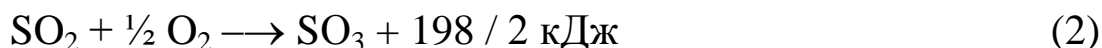
При полном сжигании одного моля серы до оксида серы (IV) выделилось 297 кДж теплоты, а при полном окислении двух молей оксида серы (IV) до оксида серы (VI) выделилось 198 кДж. Рассчитайте теплоту образования оксида серы (VI) из простых веществ (в кДж/моль).

### Решение

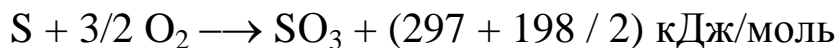
Из условия следует, что теплота образования  $SO_2$  составляет 297 кДж/моль:



А теплота реакции окисления 1 моль оксида серы (IV) составляет



Сложим термохимические уравнения (1) и (2):



$$Q_3 = 297 + 198 / 2 = 396 \text{ кДж/моль}$$

**Ответ:** 396 кДж/моль.

### №21

При полном окислении одного моля газообразного азота до  $\text{NO}_2$  поглотилось 68 кДж теплоты, а при окислении четырех молей  $\text{NO}_2$  до  $\text{N}_2\text{O}_5$  выделилось 110 кДж. Рассчитайте теплоту образования  $\text{N}_2\text{O}_5$  из простых веществ.

**Ответ:** – 13 кДж/моль.

### №22

При сгорании 84 г диборана  $\text{B}_2\text{H}_6$  выделилось 6106,8 кДж теплоты. Рассчитайте теплоту образования диборана из простых веществ, если теплоты образования  $\text{B}_2\text{O}_3$  и  $\text{H}_2\text{O}$  составляют 1273,5 и 285,8 кДж/моль соответственно.

**Ответ:** 95,3 кДж/моль.

### №23

Используя следующие данные:

Реакция	Теплота реакции, кДж
$\text{Mg}_{(\text{ТВ})} + 2 \text{H}^+_{(\text{р})} \rightarrow \text{Mg}^{2+}_{(\text{р})} + \text{H}_{2(\text{г})}$	467,0
$\text{H}_{2(\text{г})} + \text{S}_{(\text{ТВ})} + 2 \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2 \text{H}^+_{(\text{р})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{р})}$	909,3
$\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}_{(\text{ТВ})} \rightarrow \text{Mg}^{2+}_{(\text{р})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{р})} + 7 \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	1,6
$2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightarrow 2 \text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$	– 483,6

$\text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$	44,0
---	------

вычислите теплоту реакции образования гептагидрата сульфата магния из простых веществ.

**Ответ:** 3375,3 кДж/моль.

### №24

Используя следующие данные:

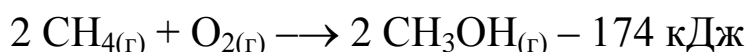
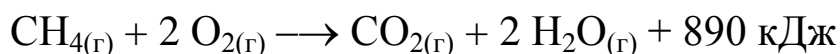
Реакция	Теплота реакции, кДж
$\text{Mg}_{(тв)} + 2 \text{H}^+_{(р)} \rightarrow \text{Mg}^{2+}_{(р)} + \text{H}_{2(г)}$	467,0
$\text{H}_{2(г)} + \text{Cl}_{2(г)} + 2 \text{O}_{2(г)} \rightarrow 2 \text{HCl}_{(г)}$	184,6
$\text{HCl}_{(г)} \rightarrow \text{H}^+_{(р)} + \text{Cl}^-_{(р)}$	75,2
$\text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}_{(тв)} \rightarrow \text{Mg}^{2+}_{(р)} + 2 \text{Cl}^-_{(р)} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$	12,2
$2 \text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightarrow 2 \text{H}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)}$	-483,6
$\text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$	44,0

вычислите теплоту реакции образования гексагидрата хлорида магния из простых веществ.

**Ответ:** 2504,6 кДж/моль.

### №25

Один из вариантов промышленного синтеза метанола из метана включает в себя сжигание части метана до углекислого газа и использование выделяющегося тепла для превращения остальной части метана в метанол:



Рассчитайте, какой максимальный объём (н.у.) метанола (в условиях опыта метанол газообразен) можно получить из метана объёмом 2 м<sup>3</sup> (н.у.) в этих условиях.



**Решение**

Вычислим исходное количество вещества метана:

$$\nu(\text{CH}_4) = 2000 / 22,4 = 89,3 \text{ моль}$$

Пусть  $x$  – количество вещества метана, превратившегося в метанол. При этом поглотилось  $x * 174 / 2 = x * 87$  кДж теплоты. Тогда  $89,3 - x$  моль метана сгорело до углекислого газа, и при этом выделилось  $(89,3 - x) * 890$  кДж теплоты.

Для получения максимального количества метанола потерь теплоты быть не должно, поэтому приравняем количества выделенной и поглощенной теплоты:

$$x * 87 = (89,3 - x) * 890$$

Решаем алгебраическое уравнение и получаем  $x = 81,35$ . Следовательно, 81,35 моль метана превратилось в метанол. Поэтому  $\nu(\text{CH}_3\text{OH}) = 81,35$  моль и  $V(\text{CH}_3\text{OH}) = 81,35 * 22,4 = 1822$  л.

**Ответ:** 1822 л.

**№26**

При сжигании метанола в кислороде, которое протекает по термохимическому уравнению



выделилось 174,24 кДж теплоты, причём непрореагировавшим остался кислород объёмом 11,2 л (н.у.). Рассчитайте массовую долю кислорода в первоначальной смеси.

**Ответ:** 0,782.

**№27**

Рассчитайте молярную массу газовой смеси этана и пропана, при сжигании 200 г которой выделяется 10230 кДж. Также известно, что тепловые эффекты сжигания этана и пропана составляют, соответственно, 1560 кДж/моль и 2220 кДж/моль.

**Ответ:** 36,4 г/моль.

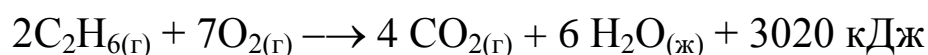
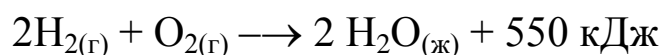
**№28**

При полном сгорании ацетилена массой 31,2 г выделяется 1566 кДж теплоты, а при полном сгорании сероводорода массой 30,6 г выделяется 506,52 кДж. Рассчитайте количество теплоты, которое выделится при полном сгорании 33,6 л (н.у.) смеси ацетилена с сероводородом, если объём ацетилена в смеси в 2 раза меньше объёма сероводорода.

**Ответ:** 1215 кДж.

**№29**

Имеются термохимические уравнения:



В смеси водорода и этана массой 16,2 г соотношение молей газов составляет 3 : 1, соответственно. Рассчитайте количество теплоты, которая выделилась при полном сгорании этой смеси.

**Ответ:** 1051 кДж.

**№30**

Образец минерала массой 70,56 г, в котором массовая доля меди равна 63,3%, железа – 11,2% и серы – 25,5%, сожгли в избытке кислорода. В результате выделилось 168 кДж теплоты. Вычислите тепловой эффект (в кДж/моль) сгорания исходного минерала.

**Ответ:** 1200 кДж/моль.

## ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Химические реакции идут с различной скоростью: одни – очень быстро, другие – годами. Причем одна и та же реакция может протекать медленно при обычной температуре и очень быстро при высокой.

Раздел химии, изучающий скорости и механизмы химических реакций, а также факторы, влияющие на них, называется химической кинетикой.

Скорость реакции можно определить по любому веществу – участнику реакции. Обычно скорость измеряется изменением концентрации реагирующего вещества в единицу времени в моль/(л\*сек). Пусть  $c_1$  – это количество реагирующего вещества в момент времени  $t_1$ , а  $c_2$  – количество реагирующего вещества в момент времени  $t_2$ . Тогда *средняя* скорость химической реакции выражается как

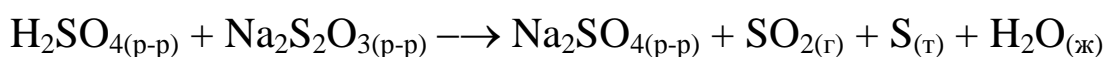
$$v_{\text{средняя}} = - (c_2 - c_1) / (t_2 - t_1) = - \Delta c / \Delta t$$

Однако скорость химической реакции изменяется непрерывно, поэтому *истинная* скорость химической реакции определяется как предел средней скорости при  $t \rightarrow 0$  или как производная концентрации по времени:

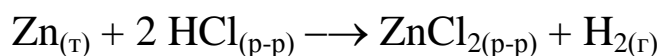
$$v_{\text{истинная}} = - \lim_{t \rightarrow 0} \Delta c / \Delta t = - dc/dt$$

Рассматривая вопрос о скорости химической реакции необходимо учитывать, в какой системе: гомогенной или гетерогенной, – идет реакция. Система называется *гомогенной*, если она состоит из одной фазы. Например, газовые смеси и растворы являются гомогенными системами. Система называется *гетерогенной*, если она состоит из нескольких фаз. Например, системы вода и лед, насыщенный раствор и осадок являются гетерогенными.

*Фаза* – это часть системы, отделенная от других ее частей поверхностью раздела, при переходе через которую свойства изменяются скачкообразно. Если реакция идет в гомогенной системе, то она идет во всем реакционном объеме, например:



Если реакция идет в гетерогенной системе, то она идет только на поверхности раздела фаз, образующих систему, например:



Скорость химической реакции зависит от многих факторов:

- от природы реагирующих веществ
- от концентрации реагирующих веществ
- от температуры реакции
- от наличия катализаторов
- от степени измельчения твердых веществ.

Самыми главными и общими для большинства химических реакций являются первые четыре фактора.

Рассмотрим влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Скорость химической реакции можно определить как число элементарных актов реакции, происходящих в единицу времени в единице объема, так как взаимодействие реагирующих веществ происходит только в случае столкновения атомов, молекул, ионов или других частиц друг с другом. Чем больше концентрация веществ, тем чаще сталкиваются молекулы друг с другом, и тем выше скорость химической реакции.

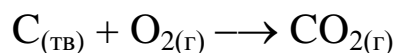
В 1867 году К. Гульдберг и П. Вааге открыли закон, названный *законом действующих масс*, который показывает зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

*Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ*

Для гомогенной химической реакции  $A + B \longrightarrow C$  скорость выражается как  $v = k * [A] * [B]$ , где  $[X]$  – это концентрация вещества  $X$  в данный момент времени, моль/л.

Для гомогенной химической реакции  $n A + m B \longrightarrow C$  скорость выражается как  $v = k * [A]^n * [B]^m$ .

Для гетерогенных систем скорость определяется изменением концентрации реагирующего вещества, находящегося в жидкой или газовой фазе. Например, скорость реакции горения угля



определяется как  $v = k * [O_2]$ .

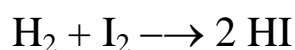
Коэффициент пропорциональности  $k$  в выражении закона действующих масс называется константой скорости данной реакции. Физический смысл константы скорости реакции заключается в том, что константа численно равна скорости при концентрациях реагирующих веществ 1 моль/л. Константа скорости зависит от природы реагирующих веществ, температуры и не зависит от концентрации реагирующих веществ.

Размерность скорости химической реакции  $v$  – моль/(л\*сек), а размерность константы скорости  $k$  зависит от порядка реакции. Для реакции первого порядка размерность скорости  $[k] = \text{сек}^{-1}$ , для реакций второго порядка  $[k] = \text{л}/(\text{моль} * \text{сек})$ .

Отметим, что закон действующих масс применим только к одностадийной или *элементарной* реакции, а большинство химических реакций имеет многостадийный *сложный* механизм. В таком случае скорость реакции рассчитывается по самой медленной стадии, которая называется *лимитирующей*.

По числу реагирующих молекул химические реакции делят: на мономолекулярные, бимолекулярные (в реакции принимают участие две молекулы), тримолекулярные (в реакции принимают участие три молекулы). Наиболее вероятными процессами являются бимолекулярные. *Молекулярность* реакции определяет кинетический *порядок* реакции.

Порядок реакции – это сумма показателей степеней концентраций отдельных реагентов в выражении закона действующих масс. Сумма показателей определяет общий порядок реакции, а отдельный показатель степени – порядок по каждому из компонентов. Различают реакции нулевого, первого, второго и третьего порядков, также встречаются реакции дробного порядка:



$v = k * [H_2] * [I_2]$  реакция бимолекулярная, порядок равен 2



$v = k * [N_2O_5]$  реакция мономолекулярная, порядок равен 1

Порядок и молекулярность реакции не всегда можно определить по числу реагирующих молекул в химическом уравнении. Для простых гомогенных одностадийных реакций понятия порядка и молекулярности совпадают. Мономолекулярная реакция – это реакция первого порядка, бимолекулярная – реакция второго порядка. Для сложных реакций порядок и молекулярность не совпадают.

Скорость химических реакций очень чувствительна к действию температуры. Для подавляющего числа реакций с повышением температуры скорость растёт. Экспериментально установлено, что при увеличении температуры на каждые  $10^{\circ}\text{C}$  скорость реакции увеличивается в 2 – 4 раза. Это правило называется правилом Вант-Гоффа:

$$v(t_2) = v(t_1) * \gamma^{(t_2 - t_1) / 10}$$

где  $\gamma$  – температурный коэффициент скорости реакции, изменяющийся для большинства реакций в интервале 2 – 4.

Такое увеличение скорости химической реакции не подтверждается увеличением числа соударений молекул, так как при повышении температуры на  $10^{\circ}\text{C}$  скорость движения частиц увеличивается лишь на 1% – 2%. Дело в том, что хотя реакция и начинается при столкновении молекул, ионов или атомов друг с другом, не всякое столкновение приводит к реакции. Для того чтобы столкновение было бы эффективным и привело бы к реакции, сталкивающиеся частицы должны обладать энергией, превышающей среднюю энергию частиц на некоторую величину, называемую *энергией активации*.

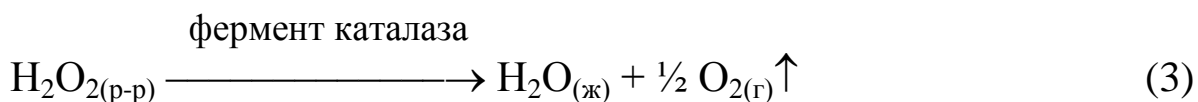
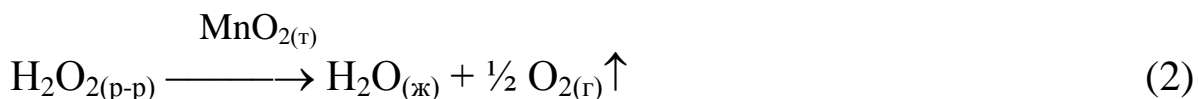
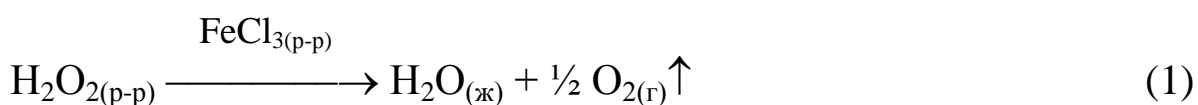
Одним из наиболее распространенных методов увеличения или уменьшения скорости реакции является *катализ*.

Катализ – это явление изменения скорости реакции, происходящее под действием некоторых веществ – катализаторов. *Катализатор* – это вещество, изменяющее скорость химической реакции за счет участия в промежуточном химическом взаимодействии с реагирующими веществами, но восстанавливающее после каждого цикла промежуточного взаимодействия свой химический состав.

Различают катализ положительный, если реакция ускоряется, и отрицательный, если реакция замедляется. Отрицательный

катализатор также называют *ингибитором*. Например, гидрокарбонат кальция  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  – это ингибитор коррозии железа.

По аналогии с гомогенными и гетерогенными химическими реакциями различают гомогенный и гетерогенный катализ. В случае гомогенного катализа и катализатор, и реагенты находятся в одной фазе (жидкой или газовой). В случае гетерогенного катализа катализатор и реагирующие вещества находятся в разных фазах. Биохимические реакции часто протекают в условиях ферментативного катализа. Например, реакция разложения пероксида водорода может быть реализована в условиях гомогенного (1), гетерогенного (2) и ферментативного (3) катализа:



Изменение скорости реакции под действием катализатора объясняется тем, что катализатор образует активированный комплекс с реагентами, изменяет ход реакции и, следовательно, величину энергии активации. Ускорение реакции наблюдается при уменьшении энергии активации, а замедление реакции (ингибирование) – при увеличении энергии активации.

### №30

В замкнутом сосуде смешали 0,1 моль NO и 0,2 моль  $\text{Cl}_2$ . Считая реакцию  $2 \text{NO} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{NOCl}$  элементарной, определите, как и во сколько раз изменится скорость реакции к моменту времени, когда прореагирует 20% хлора.

### Решение

Скорость реакции определяется как

$$v = k * [\text{NO}]^2 * [\text{Cl}_2]$$

Пусть объем сосуда составляет  $V$  литров. Тогда начальная скорость реакции составит

$$v = k * (0,1 / V)^2 * (0,2 / V) = k * 0,002 / V^3$$

Прореагировало  $0,2 * 0,2 = 0,04$  моль  $Cl_2$ , и согласно уравнению реакции,  $0,08$  моль  $NO$ . Осталось  $0,2 - 0,04 = 0,16$  моль  $Cl_2$  и  $0,1 - 0,08 = 0,02$  моль  $NO$ .

Скорость реакции составит

$$v = k * (0,02 / V)^2 * (0,16 / V) = k * 0,000064 / V^3$$

Скорость реакции уменьшится в  $0,002 / 0,000064 = 31,25$  раз.

**Ответ:** уменьшится в 31,25 раз.

### №31

В замкнутом сосуде смешали  $0,5$  моль  $CO$  и  $0,4$  моль  $O_2$ . Считая реакцию  $2 CO + O_2 \longrightarrow 2 CO_2$  элементарной, определите, как и во сколько раз изменится скорость реакции к моменту времени, когда прореагирует 40% кислорода.

**Ответ:** уменьшится в 12,86 раза.

### №32

Элементарная реакция между веществами  $A$  и  $B$  описывается уравнением  $2A + B \longrightarrow C$ . Начальные концентрации веществ  $A$  и  $B$  составляли  $0,3$  и  $0,5$  моль/л соответственно, а скорость в начальный момент времени равнялась  $0,036$  моль/(л\*мин). Рассчитайте константу скорости реакции и скорость в момент времени, когда концентрация вещества  $B$  уменьшится на  $0,1$  моль/л.

**Ответ:**  $k = 0,8 \text{ л}^2/(\text{моль}^2 * \text{мин})$ ,  $v = 0,0032 \text{ моль}/(\text{л} * \text{мин})$ .

### №33

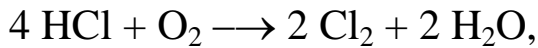
Константа скорости реакции омыления этилацетата составляет  $0,1 \text{ л}/(\text{моль} * \text{мин})$ . Начальные концентрации эфира и щелочи составляют  $0,01$  моль/л и  $0,05$  моль/л, соответственно. Вычислите начальную скорость реакции и скорость реакции в тот момент, когда концентрация эфира уменьшится до  $0,008$  моль/л.



**Ответ:**  $5 \cdot 10^{-5}$  моль/(л\*мин),  $3,84 \cdot 10^{-5}$  моль/(л\*мин).

### №34

Начальные концентрации хлороводорода, кислорода и хлора, участвующих в реакции:



составляют, соответственно, 4,2 моль/л, 1,8 моль/л и 0,01 моль/л. Определите концентрации всех реагирующих веществ после того, как концентрация кислорода уменьшится до 1 моль/л. Какая доля (в % по массе) каждого из исходных веществ прореагирует к этому времени?

**Ответ:**  $c(\text{HCl}) = c(\text{O}_2) = 1$  моль/л,  $c(\text{Cl}_2) = 1,61$  моль/л; 76,2% HCl, 44,4% O<sub>2</sub>.

### №35

Элементарная реакция между веществами X и Y описывается уравнением  $2 \text{X} + \text{Y} \longrightarrow \text{Z}$ . Начальные концентрации веществ X и Y составляли 0,3 и 0,5 моль/л, соответственно, а скорость в начальный момент времени равнялась 0,036 моль/(л\*мин). Рассчитайте константу скорости реакции и скорость в момент времени, когда концентрация вещества Y уменьшится на 0,1 моль/л.

### Решение

Скорость элементарной реакции  $2 \text{X} + \text{Y} \longrightarrow \text{Z}$  описывается уравнением  $v = k \cdot [\text{X}]^2 \cdot [\text{Y}]$ .

Вычислим константу скорости как  $k = v / ([\text{X}]^2 \cdot [\text{Y}])$

$$k = 0,036 / (0,3^2 \cdot 0,5) = 0,8 \text{ л}^2/(\text{моль}^2 \cdot \text{мин}).$$

Когда концентрация вещества Y уменьшилась на 0,1 моль/л, текущие концентрации реагентов в соответствии с уравнением реакции составили:

$$[\text{X}] = 0,3 - 2 \cdot 0,1 = 0,1 \text{ моль/л}$$

$$[\text{Y}] = 0,5 - 0,1 = 0,4 \text{ моль/л}$$

В этот момент скорость реакции стала равной

$$v = 0,8 * 0,1^2 * 0,4 = 0,0032 \text{ моль}/(\text{л} * \text{мин})$$

**Ответ:**  $k = 0,8 \text{ л}^2/(\text{моль}^2 * \text{мин})$ ,  $v = 0,0032 \text{ моль}/(\text{л} * \text{мин})$ .

### №36

Элементарная реакция между веществами X и Y описывается уравнением  $X + Y \longrightarrow Z$ . Начальные концентрации веществ X и Y составляли 0,2 и 0,6 моль/л, соответственно. Константа скорости этой реакции при 25°C равна 0,9 л/(моль\*мин). Рассчитайте начальную скорость реакции и определите, чему равнялись концентрации реагентов, когда скорость реакции стала равна 0,003 моль/(л\*мин).

**Ответ:**  $v = 0,108 \text{ моль}/(\text{л} * \text{мин})$ ,  $[X] = 0,008 \text{ моль}/\text{л}$ ,  $[Y] = 0,408 \text{ моль}/\text{л}$ .

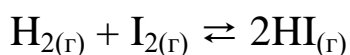
### №37

Элементарная реакция между веществами X и Y описывается уравнением  $2 X + Y \longrightarrow Z$ . Начальные концентрации веществ X и Y составляли 0,2 и 0,6 моль/л, соответственно, а скорость в начальный момент времени равнялась 0,022 моль/(л\*мин). Рассчитайте константу скорости реакции и скорость в момент времени, когда концентрация вещества X уменьшится на 0,1 моль/л.

**Ответ:**  $k = 0,92 \text{ л}^2/(\text{моль}^2 * \text{мин})$ ,  $v = 0,0051 \text{ моль}/(\text{л} * \text{мин})$ .

## ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химические реакции, которые протекают со сравнимыми скоростями в обоих направлениях, называются *обратимыми*. В таких реакциях образуются равновесные смеси реагентов и продуктов, состав которых далее уже не меняется со временем. Например, при нагревании смеси водорода и паров йода протекает обратимая химическая реакция:



Состав образовавшейся равновесной смеси не зависит от способа получения. Как при нагревании смеси водорода и йода, так и при нагревании чистого йодоводорода результат будет одним и тем же: образуется равновесная смесь трех веществ ( $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{HI}$ ) одного и того же состава при данной температуре.

В начальный момент времени при нагревании смеси газообразного водорода и паров йода протекает только прямая реакция, скорость которой ( $v_{\text{пр}}$ ) выражается кинетическим уравнением:

$$v_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} * [\text{H}_2] * [\text{I}_2]$$

где  $k_{\text{пр}}$  – константа скорости *прямой* реакции.

С течением времени накапливающийся продукт реакции йодоводород разлагается на исходные вещества. Скорость *обратной* реакции ( $v_{\text{обр}}$ ) выражается кинетическим уравнением с константой скорости  $k_{\text{обр}}$ :

$$v_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} * [\text{HI}]^2$$

В определенный момент времени скорости прямой и обратной реакции становятся равными:

$$v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$$

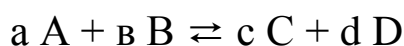
Наступает *химическое равновесие* – такое состояние химической системы, при котором количества исходных веществ и продуктов не меняются со временем в отсутствии внешних воздействий на систему. Причем в этой равновесной смеси постоян-

но протекают прямая и обратная реакции, то есть химическое равновесие носит *динамический* характер.

Изменить состояние химического равновесия можно, изменяя внешние условия: температуру и концентрации участников реакции. На положение равновесия реакций с участием газообразных веществ можно влиять также изменением внешнего давления. Определить направление смещения химического равновесия позволяет принцип Ле-Шателье:

*Если на равновесную систему воздействовать извне, изменяя какой-нибудь из факторов, определяющих положение равновесия, то в системе усилится то направление процесса, которое ослабляет это воздействие.*

С помощью кинетических уравнений прямой и обратной реакций можно вывести закон действующих масс для химического равновесия. В системе протекает обратимая реакция:



Кинетические уравнения для прямой и обратной реакций имеют вид:

$$v_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} * [A]^a * [B]^b \quad v_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} * [C]^c * [D]^d$$

При наступлении равновесия скорости прямой и обратной реакции становятся равными, поэтому

$$k_{\text{пр}} * [A]^a * [B]^b = k_{\text{обр}} * [C]^c * [D]^d$$

Преобразуем равенство:

$$\frac{v_{\text{пр}}}{v_{\text{обр}}} = \frac{[C]^c * [D]^d}{[A]^a * [B]^b}$$

Полученное выражение определяет *константу равновесия*  $K$ , равную отношению констант скорости прямой и обратной реакций:

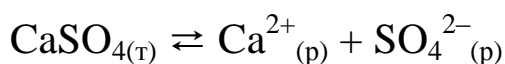
$$K = \frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{обр}}}$$

Выражение константы равновесия химической реакции представляет собой закон действующих масс для химического равновесия. Например, для рассмотренной выше реакции образования йодоводорода константа химического равновесия имеет вид:

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2] * [I_2]}$$

Константа равновесия определяется экспериментально. Ее численное значение характеризует положение равновесия и не меняется с изменением концентраций реагирующих веществ при данной температуре.

Понятие константы равновесия широко применяется не только для описания обратимых реакций, но и для разнообразных процессов в растворах электролитов и неэлектролитов, например, для процесса образования насыщенного раствора. Растворение твердых электролитов прекращается, когда образуется гетерогенная система, в которой устанавливается равновесие между твердой фазой и перешедшими в раствор ионами. Например:



$$K = [Ca^{2+}] * [SO_4^{2-}]$$

Отметим, что в выражение константы равновесия не входит концентрация твердой фазы, так как для образовавшейся гетерогенной системы она является постоянной величиной.

Отсюда следует, что в насыщенном растворе твердого электролита произведение концентраций его ионов есть величина постоянная при данной температуре. Она называется *произведением растворимости*.

$$PP(CaSO_4) = [Ca^{2+}] * [SO_4^{2-}]$$

Если молекула электролита содержит несколько одинаковых ионов, то концентрации этих ионов, согласно закону действия масс, должны быть возведены в соответствующие степени. Например:



$$PP(PbI_2) = [Pb^{2+}] * [I^-]^2$$

Знание величин произведений растворимости позволяет оценить условия образования осадков.

*Осадок малорастворимого электролита образуется только тогда, когда произведение концентраций ионов превысит величину его произведения растворимости (при данной температуре).*

Малорастворимый электролит будет осаждаться до тех пор, пока ионное произведение, постепенно уменьшаясь, не станет равно произведению растворимости осадка. Затем вновь устанавливается равновесие между осадком и раствором, и осаждение прекращается.

В практической химии широко применяется *экстракция* – один из методов разделения смесей. Экстракция – процесс распределения вещества между двумя несмешивающимися жидкими фазами. Одной фазой обычно бывает водный раствор, в качестве второй выступает органический растворитель – *экстрагент*. Пусть вещества (чаще всего неэлектролиты), содержащиеся в водном растворе, лучше растворимы в органическом растворителе, чем в воде. Тогда в процессе экстракции они будут переходить из водной фазы в органическую, то есть экстрагироваться. После установления равновесия фазы разделяют. Органическая фаза, содержащая экстрагированные соединения, называется *экстракт*.

Главной характеристикой любого экстракционного процесса, является *коэффициент распределения (D)*. Коэффициент распределения – это отношение концентрации экстрагирующегося вещества в органической фазе ( $c_{\text{орг}}$ ) к концентрации вещества в водной фазе ( $c_{\text{водн}}$ ) после того, как наступило равновесие:

$$D = c_{\text{орг}} / c_{\text{водн}}$$

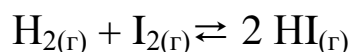
В экстракции существует золотое правило: если нельзя полно извлечь вещество за одну операцию, то это можно сделать эффективнее несколькими последовательными процедурами с меньшими суммарными затратами экстрагента.

## №38

Реакция между водородом и йодом  $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2 \text{HI}_{(\text{г})}$  и обратная ей реакция имеют второй порядок. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций, если концентрацию водорода увеличить в 3 раза, а концентрацию йодоводорода увеличить в 2 раза? В какую сторону сместится равновесие в этом случае?

## Решение

В системе установилось равновесие:



Скорости прямой  $v_{\text{пр}}$  и обратной  $v_{\text{обр}}$  реакций выражаются как

$$v_{\text{пр}} = K_{\text{пр}} * [\text{H}_2] * [\text{I}_2] \qquad v_{\text{обр}} = K_{\text{обр}} * [\text{HI}]^2$$

При увеличении  $[\text{H}_2]$  в 3 раза скорость прямой реакции увеличится также в 3 раза; а при увеличении  $[\text{HI}]$  в 2 раза скорость обратной реакции увеличится в  $2^2 = 4$  раза. Скорость обратной реакции превысит скорость прямой, поэтому равновесие сместится влево, в сторону реагентов.

**Ответ:** в 3 раза, в 4 раза, в сторону реагентов.

## №39

В сосуде объёмом 5,0 л находится 1 моль хлорида фосфора (V). Сосуд нагрели до некоторой температуры, при этом установилось равновесие  $\text{PCl}_{5(\text{г})} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$ . Константа равновесия при этой температуре составляет 0,04 моль/л. Рассчитайте число молей хлорида фосфора (III) в равновесной смеси.

## Решение

Определим состав равновесной смеси:

	$\text{PCl}_5$	$\text{PCl}_3$	$\text{Cl}_2$
исходное количество (моль)	1	—	—

прореагировало (моль)	$x$	—	—
образовалось (моль)	—	$x$	$x$
равновесное количество (моль)	$1 - x$	$x$	$x$
равновесная концентрация (моль/л)	$(1 - x) / 5 = 0,2 * (1 - x)$	$x / 5 = 0,2 * x$	$x / 5 = 0,2 * x$

Выразим константу равновесия и приравняем ее к значению 0,04 моль/л:

$$K = \frac{[PCl_3] * [Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{0,2 * x * 0,2 * x}{0,2 * (1 - x)} = 0,04$$

Решаем алгебраическое уравнение:

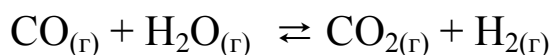
$$\frac{0,2 * x * 0,2 * x}{0,2 * (1 - x)} = 0,04$$

Получаем  $x = 0,358$ , следовательно,  $\nu(PCl_3)_{равновесн} = 0,358$  моль.

**Ответ:** 0,358 моль.

#### №40

В сосуде объёмом 16 л находятся 4 моль оксида углерода (II) и 2 моль воды. При некоторой температуре в реакционной смеси установилось равновесие:



Константа равновесия при этой температуре равна 2. Вычислите число молей водорода в равновесной смеси.

**Ответ:** 1,53 моль  $H_2$ .

#### №41

В закрытом сосуде нагрели до 448°C 2,94 моль йода и 8,1 моль водорода. В образовавшейся равновесной газовой смеси содержится 5,64 моль йодоводорода. Определите состав равновес-

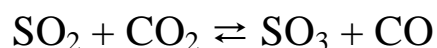


ной газовой смеси, образующейся при нагревании 64 г йодоводорода в том же сосуде при той же температуре.

**Ответ:** состав равновесной смеси:  $\nu(\text{H}_2) = \nu(\text{I}_2) = 0,055$  моль,  $\nu(\text{HI}) = 0,39$  моль.

#### **№42**

В сосуде объёмом 10 л находятся 1 моль оксида серы (IV) и 2 моль оксида углерода (IV). При некоторой температуре в реакционной смеси установилось равновесие

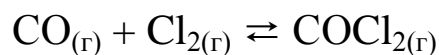


Константа равновесия при этой температуре равна 3. Вычислите число молей оксида серы (IV) в равновесной смеси.

**Ответ:** 0,186 моль.

#### **№43**

В сосуде объёмом 20 л находятся 10 моль оксида углерода (II) и 5 моль хлора. При некоторой температуре в реакционной смеси установилось равновесие



Константа равновесия при этой температуре равна 8 л/моль. Вычислите число молей фосгена  $\text{COCl}_2$  в равновесной смеси.

**Ответ:** 3,6 моль.

#### **№44**

Константа скорости изомеризации  $\text{A} \rightleftharpoons \text{C}$  равна  $50 \text{ с}^{-1}$ , а константа скорости обратной реакции равна  $10 \text{ с}^{-1}$ . Рассчитайте состав равновесной смеси (в граммах), полученной из 15 г вещества А.

**Ответ:** 2,5 г А, 12,5 г С.

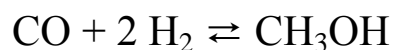
#### **№45**

В реактор для синтеза метанола поместили 4 моль оксида углерода (II) и 1 моль водорода. Смесь в реакторе нагрели до

температуры 450°C. Выход реакции составил 20%. Во сколько раз изменилось давление в реакторе? Сколько моль оксида углерода (II) нужно добавить к 1 моль водорода при той же температуре, чтобы выход реакции составил 25%?

### Решение

Протекает реакция:



Водород в реакторе находится в недостатке, следовательно, с учетом выхода реакции 20% прореагировало 0,2 моль  $\text{H}_2$ . Определим состав равновесной смеси (объем реактора примем за  $V$  литров):

	CO	$\text{H}_2$	$\text{CH}_3\text{OH}$	
исходное количество (моль)	4	1	–	всего 5 моль
прореагировало (моль)	0,1	0,2	–	–
образовалось (моль)	–	–	0,1	–
равновесное количество (моль)	$4 - 0,1 = 3,9$	$1 - 0,2 = 0,8$	0,1	всего 4,8 моль
равновесная концентрация (моль/л)	$3,9 / V$	$0,8 / V$	$0,1 / V$	–

Давление в реакторе уменьшится в  $5 / 4,8 = 1,04$  раза.

Вычислим константу равновесия:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] * [\text{H}_2]^2} = \frac{0,1 * V^2}{3,9 * 0,8^2} = 0,04 * V^2$$

Для решения второй части задачи обозначим исходное количество вещества CO за  $x$  моль. Так как выход реакции составляет 25%, а водород в реакторе находится в недостатке, прореагировало 0,25 моль  $\text{H}_2$ . Вновь определим состав равновесной смеси.

	CO	H <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> OH
исходное количество (моль)	$x$	1	–
прореагировало (моль)	0,125	0,25	–
образовалось (моль)	–	–	0,125
равновесное количество (моль)	$x - 0,125$	$1 - 0,25 = 0,75$	0,125
равновесная концентрация (моль/л)	$(x - 0,125) / V$	$0,75 / V$	$0,125 / V$

Константа равновесия при постоянной температуре сохраняет свое значение, следовательно:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] * [\text{H}_2]^2} = \frac{0,125 * V^2}{(x - 0,125) * 0,75^2} = 0,04 * V^2$$

Решаем алгебраическое уравнение:

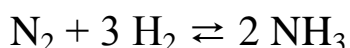
$$\frac{0,125 * V^2}{(x - 0,125) * 0,75^2} = 0,04 * V^2$$

Получаем  $x = 5,68$  моль.

**Ответ:** уменьшится в 1,04 раза; 5,68 моль CO.

#### №46

В закрытый реактор для проведения каталитической реакции

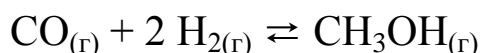


ввели 2 моль азота и 3 моль водорода. После установления равновесия было обнаружено 0,8 моль аммиака. Как и во сколько раз нужно изменить объем реактора, чтобы после введения в него 3 моль азота и 4 моль водорода степень превращения азота осталась прежней?

**Ответ:** увеличить в 1,1 раза.

**№47**

В закрытый реактор для проведения каталитической реакции



ввели 1 моль оксида углерода (II) и 3 моль водорода. После установления равновесия было обнаружено 0,4 моль метанола. Как и во сколько раз нужно изменить объем реактора, чтобы после введения в него 2 моль оксида углерода (II) и 5 моль водорода степень превращения оксида углерода (II) осталась прежней?

**Ответ:** увеличить в 1,55 раза.

**№48**

Смесь оксида серы (IV) и кислорода в мольном соотношении 1 : 3 при 400°C поместили в реактор для синтеза оксида серы (VI). Выход продукта реакции составил 30%. Рассчитайте объемные доли газов в полученной смеси и определите, в каком мольном соотношении надо ввести в реактор оксид серы (IV) и кислород при той же температуре для того, чтобы выход реакции составил 35%.

**Ответ:** 18,18% SO<sub>2</sub>, 74,03% O<sub>2</sub>, 7,79% SO<sub>3</sub>, мольное соотношение газов 1 : 4,7.

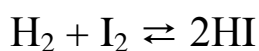
**№49**

Равновесие каталитической реакции синтеза метанола из оксида углерода (II) и водорода, протекающей в закрытом сосуде при постоянной температуре, наступило, когда давление упало на 20%. Начальные концентрации оксида углерода (II) и водорода равны 0,3 и 0,4 моль/л соответственно. Рассчитайте константу равновесия при данной температуре.

**Ответ:** K = 4,93 л<sup>2</sup>/моль<sup>2</sup>.

**№50**

Смесь 1,2 моль водорода и 0,7 моль йода (в парах) выдержали до установления равновесия при 800°C:



В результате реакции выделилось 8,4 кДж теплоты. Рассчитайте константу равновесия обратимой реакции при этой температуре, если теплота образования йодоводорода равна 7,0 кДж/моль.

### Решение

Константа равновесия для реакции образования йодоводорода имеет вид:

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2] * [I_2]} \quad \text{или} \quad K = \frac{\nu_{HI}^2}{\nu_{H_2} * \nu_{I_2}}$$

Вычислим количество вещества образовавшегося водорода:

$$\nu(HI) = 8,4 / 7 = 1,2 \text{ моль}$$

Следовательно, израсходовалось по 0,6 моль  $H_2$  и  $I_2$ , а равновесные количества исходных веществ составляют, соответственно,  $1,2 - 0,6 = 0,6$  моль  $H_2$  и  $0,7 - 0,6 = 0,1$  моль  $I_2$ .

Вычислим константу равновесия:

$$K = 1,2^2 / (0,6 * 0,1) = 24$$

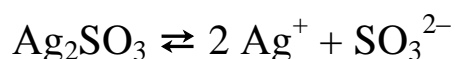
**Ответ:** 24.

### №51

Произведение растворимости сульфита серебра при 25°C составляет  $1,5 * 10^{-14}$  моль<sup>3</sup>/л<sup>3</sup>. Рассчитайте молярную концентрацию сульфита серебра в насыщенном водном растворе.

### Решение

Пусть концентрация  $Ag_2SO_3$  в насыщенном растворе составляет  $x$  моль/л, тогда, в соответствии с уравнением диссоциации



концентрация ионов  $Ag^+$  составляет  $2 * x$  моль/л, а концентрация ионов  $SO_3^{2-}$  —  $x$  моль/л. Поскольку  $PP(Ag_2SO_3) = [Ag^+]^2 * [SO_3^{2-}]$ , получаем

$$(2 * x)^2 * x = 1,5 * 10^{-14}$$

Решаем и получаем  $x = 1,55 \cdot 10^{-5}$  моль/л.

**Ответ:**  $1,55 \cdot 10^{-5}$  моль/л.

### №52

Произведение растворимости йодида свинца (II) при  $25^\circ\text{C}$  составляет  $1,1 \cdot 10^{-9}$  моль<sup>3</sup>/л<sup>3</sup>. Рассчитайте молярную концентрацию йодида свинца (II) в насыщенном водном растворе.

**Ответ:**  $6,5 \cdot 10^{-4}$  моль/л.

### №53

В насыщенном растворе хлорида свинца (II) объемом 250 мл содержатся ионы  $\text{Pb}^{2+}$  количеством вещества 0,004 моль. Определите концентрацию хлорид-ионов в этом растворе и растворимость хлорида свинца (II) в моль/л.  $\text{PP}(\text{PbCl}_2) = 1,7 \cdot 10^{-5}$  моль<sup>3</sup>/л<sup>3</sup>.

**Ответ:**  $3,2 \cdot 10^{-2}$  моль/л;  $1,6 \cdot 10^{-2}$  моль/л.

### №54

Рассчитайте концентрацию каждого иона в насыщенном водном растворе карбоната серебра (I), если при той же температуре  $\text{PP}(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 6,15 \cdot 10^{-12}$  моль<sup>3</sup>/л<sup>3</sup>.

**Ответ:**  $2,3 \cdot 10^{-4}$  моль/л,  $1,15 \cdot 10^{-4}$  моль/л.

### №55

Вычислите растворимость хлорида серебра (I) в моль/л в кипящей воде, если при  $100^\circ\text{C}$   $\text{PP}(\text{AgCl}) = 1,4 \cdot 10^{-4}$  моль<sup>2</sup>/л<sup>2</sup>.

**Ответ:**  $1,2 \cdot 10^{-2}$  моль/л.

### №56

В каком из насыщенных растворов: сульфида цинка или сульфида кадмия, – концентрация сульфид-ионов больше и во сколько раз?  $\text{PP}(\text{ZnS}) = 1,6 \cdot 10^{-24}$  моль<sup>2</sup>/л<sup>2</sup>,  $\text{PP}(\text{CdS}) = 6,5 \cdot 10^{-28}$  моль<sup>2</sup>/л<sup>2</sup>.

**Ответ:** в растворе сульфида цинка, в 50 раз.

**№57**

В насыщенном растворе сульфата кальция объемом 1 л содержится 408 мг соли. Вычислите  $PP(\text{CaSO}_4)$ .

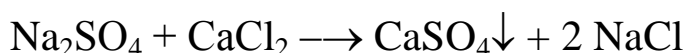
**Ответ:**  $9,0 \cdot 10^{-6}$  моль<sup>2</sup>/л<sup>2</sup>.

**№58**

Образуются ли осадок при смешивании равных объемов 0,01 М растворов хлорида кальция и сульфата натрия?  $PP(\text{CaSO}_4) = 6,1 \cdot 10^{-5}$  моль<sup>2</sup>/л<sup>2</sup>.

**Решение**

В растворе протекает реакция:



После смешивания общий объем жидкости увеличивается в 2 раза, а концентрации  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и  $\text{CaCl}_2$  уменьшаются в 2 раза, то есть становятся равными 0,005 моль/л. Концентрации ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{SO}_4^{2-}$  в общем объеме также составляют 0,005 моль/л. Рассчитаем произведение их концентраций в первый момент после смешивания:

$$[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 0,005 \cdot 0,005 = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль}^2/\text{л}^2$$

В данном случае произведение концентраций ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{SO}_4^{2-}$  не достигает величины  $PP(\text{CaSO}_4) = 6,1 \cdot 10^{-5}$  моль<sup>2</sup>/л<sup>2</sup>. Раствор остается ненасыщенным, и осадок  $\text{CaSO}_4$  не образуется.

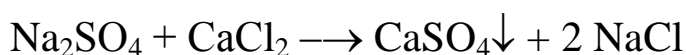
**Ответ:** не образуется.

**№59**

Образуются ли осадок при смешивании равных объемов 0,01 М раствора хлорида кальция и 0,1 М раствора сульфата натрия?  $PP(\text{CaSO}_4) = 6,1 \cdot 10^{-5}$  моль<sup>2</sup>/л<sup>2</sup>.

**Решение**

В растворе протекает реакция:



После смешивания общий объем жидкости увеличивается в 2 раза, а концентрации  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и  $\text{CaCl}_2$  уменьшаются в 2 раза, то есть становятся равными 0,005 моль/л и 0,05 моль/л, соответственно. Концентрации ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{SO}_4^{2-}$  в общем объеме также составляют 0,005 моль/л и 0,05 моль/л, соответственно.

Рассчитаем произведение их концентраций в первый момент после смешивания:

$$[\text{Ca}^{2+}] * [\text{SO}_4^{2-}] = 0,005 * 0,05 = 2,5 * 10^{-4} \text{ моль}^2/\text{л}^2$$

Полученное произведение концентраций превышает величину  $\text{PP}(\text{CaSO}_4) = 6,1 * 10^{-5} \text{ моль}^2/\text{л}^2$ , раствор пересыщен относительно этой соли, и большая часть сульфата кальция выпадет в осадок.

**Ответ:** образуется.

### №60

Образуются ли осадок карбоната кальция при смешивании равных объемов 0,02 М растворов хлорида кальция и карбоната натрия?  $\text{PP}(\text{CaCO}_3) = 4,4 * 10^{-9} \text{ моль}^2/\text{л}^2$ .

**Ответ:** образуется.

### №61

Образуются ли осадок сульфата свинца (II), если к 1 л 0,001М раствора серной кислоты добавить полностью переходящий в раствор твердый нитрат свинца (II) количеством вещества 0,0002 моль?  $\text{PP}(\text{PbSO}_4) = 1,7 * 10^{-8} \text{ моль}^2/\text{л}^2$ .

**Ответ:** образуется.

### №62

Вычислите и сравните растворимость карбоната кальция (в г/л) в чистой воде и в 0,1 М растворе карбоната натрия.  $\text{PP}(\text{CaCO}_3) = 4,4 * 10^{-9} \text{ моль}^2/\text{л}^2$ .

**Ответ:**  $6,6 * 10^{-3} \text{ г/л}$ ;  $4,4 * 10^{-6} \text{ г/л}$ .



## №63

Коэффициент распределения между органической и водной фазами для некоторого вещества X в процессе экстракции составляет 1,5.

- 1) Определите степень извлечения  $\alpha$  вещества X при однократной экстракции, если объем водной и органической фаз равны 1 литру?
- 2) Какой объем органического экстрагента необходимо взять, чтобы при однократной экстракции степень извлечения X из 1 литра водной фазы составила 95%?
- 3) Сколько последовательных экстракций необходимо провести, чтобы извлечь минимально 95% вещества X, используя по 1 литру экстрагента? Объем водной фазы считайте равным 1 литру. Каков общий объем использованного экстрагента?
- 4) Сравните это количество с объемом экстрагента в вопросе 2) этой задачи и сделайте вывод, какая экстракция эффективнее.

## Решение

1) Пусть концентрация вещества в водной фазе  $x$  моль/л, тогда концентрация вещества в органической фазе –  $1,5 * x$  моль/л. Объемы фаз составляют по 1 литру. Значит в водной фазе  $x$  моль вещества, а в органической –  $1,5 * x$  моль.

Исходное количество вещества  $x + 1,5 * x = 2,5 * x$  моль.

Следовательно,  $\alpha = 1,5 * x / (2,5 * x) = 0,6$  или 60%.

2) Пусть концентрация вещества в водной фазе  $x$  моль/л, тогда концентрация вещества в органической фазе –  $1,5 * x$  моль/л. Объем водной фазы составляет 1 литр, а объем органической фазы –  $V$  литров. Значит в водной фазе  $x$  моль вещества, а в органической –  $1,5 * x * V$  моль.

Исходное количество вещества  $x + 1,5 * x * V$  моль.

Составляем уравнение:  $0,95 = 1,5 * x * V / (x + 1,5 * x * V)$

Решаем:  $V = 12,67$  л.

3) Согласно части (1) этой задачи при однократной экстракции 1 литром органической фазы 1 литра водной фазы в органическую

фазу переходит 60% вещества. Остаток вещества в водной фазе составляет 40% или 0,4 от исходного количества.

Вторая экстракция в тех же условиях извлечет  $0,6 * 0,4 = 0,24$  от исходного вещества, а в водной фазе останется  $0,4 * 0,4 = 0,16$  (16%).

Третья экстракция в тех же условиях извлечет  $0,6 * 0,16 = 0,096$  от исходного вещества, а в водной фазе останется  $0,4 * 0,16 = 0,064$  (6,4%).

Четвертая экстракция в тех же условиях извлечет  $0,6 * 0,064 = 0,0384$  от исходного вещества, а в водной фазе останется  $0,4 * 0,064 = 0,0256$  (2,56%). То есть после четвертой экстракции в водной фазе останется менее 5% исходного вещества, что соответствует условию задачи.

Общий объем экстрагента составляет 4 литра.

4) Однократная экстракция для извлечения 95% вещества требует 12,67 литра экстрагента, а многократная – 4 литра. Вывод – многократная экстракция малыми порциями экстрагента эффективнее.

**Ответ:** 60%, 12,67 л экстрагента, 4 экстракции и 4 л экстрагента, многократная экстракция эффективнее.

#### **№64**

В процессе экстракции вещество распределено между хлороформом и водой с коэффициентом  $D = 3,2$ . Рассчитайте долю экстрагированного вещества, если экстракция происходит из 50 мл водного раствора вещества: а) одной порцией хлороформа объемом 100 мл; б) четырьмя порциями хлороформа объемом по 25 мл. Сравните полученные значения и сделайте вывод.

**Ответ:** 86,5%; 97,8%; многократная экстракция эффективнее.

#### **№65**

Водный раствор, содержащий 0,7 г янтарной кислоты в 100 мл, находится в равновесии с эфирным раствором, содержащим 0,13 г кислоты в 100 мл. Определите содержание кислоты в 100 мл эфирного раствора янтарной кислоты, находящегося в равновесии с водным раствором, содержащим 0,24 г кислоты в 100 мл.

**Ответ:** 0,045 г.

**№66**

Для фотометрического определения палладия его комплекс экстрагируют из водного раствора дихлорэтаном. Исходная концентрация  $\text{Pd}^{2+}$  в водной фазе до экстракции составляла 2,5 мкг/мл, а после экстракции – 0,02 мкг/мл. Рассчитайте коэффициент распределения при условии равенства объемов водной и органической фаз.

**Ответ:** 124.

**№67**

Определите степень извлечения пикриновой кислоты из ее водного 0,05 М раствора при трехкратной экстракции бензолом. Отношение объемов экстрагента и водного раствора – 1 : 10. Коэффициент распределения пикриновой кислоты в системе бензол – вода составляет 35. Определите остаточную концентрацию пикриновой кислоты в водном растворе.

**Ответ:** 98,9%;  $5,5 \cdot 10^{-4}$  М.

**№68**

Рассчитайте массу неизвлеченного пенициллина из 1 л производственной жидкости, в которой концентрация пенициллина составляет 0,5 г/л, при однократной экстракции его порцией амилацетата объемом 300 мл или при трехкратной экстракции порциями амилацетата объемом по 100 мл. Коэффициент распределения пенициллина в системе амилацетат – вода составляет 25.

**Ответ:** 59 мг; 11,6 мг.

**№69**

Сколько нужно провести экстракций, чтобы извлечь 99% йода из 4 л его водного раствора, если йод экстрагируется порциями сероуглерода объемом по 100 мл. Величина коэффициента распределения йода в системе сероуглерод – вода составляет 59.

**Ответ:** 5.

## РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРАХ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

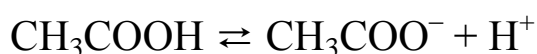
Согласно теории электролитической диссоциации, соли, кислоты, гидроксиды, растворяясь в воде или другом полярном растворителе, полностью или частично распадаются на самостоятельные частицы – ионы.

Процесс распада молекул веществ на ионы под действием растворителя называют *электролитической диссоциацией*. Вещества, диссоциирующие на ионы в растворах, называют *электролитами*. Для количественной характеристики процесса диссоциации используют понятие *степени диссоциации*. Степенью диссоциации электролита ( $\alpha$ ) называется отношение числа его молекул, распавшихся в данном растворе на ионы ( $n$ ), к общему числу его молекул в растворе ( $N$ ):

$$\alpha = n / N$$

Электролиты со степенью диссоциации больше 0,3 (30%) обычно называют сильными, со степенью диссоциации от 0,03 (3%) до 0,3 (30%) – средними, а со степенью диссоциации менее 0,03 (3%) – слабыми электролитами. Степень электролитической диссоциации электролита в водных растворах зависит от природы электролита, его концентрации и температуры.

Слабые электролиты диссоциируют на ионы в очень малой степени, в растворах они находятся, в основном в недиссоциированном состоянии. В растворах слабых электролитов устанавливается равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами. Например, в растворе уксусной кислоты существует равновесие:



Процесс диссоциации уксусной кислоты может быть охарактеризован константой равновесия – константой диссоциации:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] * [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Степень диссоциации слабого электролита увеличивается с разбавлением раствора. Эта зависимость выражается *законом разведения Оствальда*, который для разбавленных растворов имеет вид:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}},$$

где  $K$  – константа диссоциации,  $c$  – концентрация растворенного вещества (моль/л). Этот закон позволяет рассчитать концентрации ионов в растворе слабого электролита. В растворе уксусной кислоты  $[H^+] = c_{\text{кислоты}} * \alpha$ , поэтому

$$[H^+] = c_{\text{кислоты}} * \sqrt{\frac{K}{c_{\text{кислоты}}}} = \sqrt{K * c_{\text{кислоты}}}$$

Вода является слабым электролитом и подвергается диссоциации:



Константа равновесия этого процесса имеет вид:

$$K = \frac{[H^+] * [OH^-]}{[H_2O]}$$

Представим это выражение как:

$$K * [H_2O] = [H^+] * [OH^-]$$

Так как концентрация воды  $[H_2O]$  в разбавленных растворах имеет практически постоянное значение, величина  $K * [H_2O]$  представляет собой новую константу, называемую *ионным произведением воды*  $K_{H_2O}$ :

$$K_{H_2O} = [H^+] * [OH^-]$$

При температуре 25°C ионное произведение воды  $K_{H_2O} = 1 * 10^{-14}$  моль<sup>2</sup>/л<sup>2</sup> остается постоянным в водных растворах любых соединений. При повышении температуры ионное произведение воды возрастает из-за усиливающейся диссоциации воды.

Кислотно-основные свойства растворов определяются величинами концентраций ионов водорода  $[H^+]$  или гидроксид-ионов  $[OH^-]$ . Раствор является нейтральным, если осуществляется условие равенства концентраций  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$  моль/л.

Увеличение или уменьшение концентраций ионов водорода или гидроксид-ионов меняет характер среды. В растворах с различным характером среды при температуре  $25^\circ C$  выполняются следующие условия:

Нейтральная среда             $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$  моль/л

Кислая среда                  $[H^+] > [OH^-]$

$[H^+] > 10^{-7}$  моль/л,  $[OH^-] < 10^{-7}$  моль/л

Щелочная среда             $[H^+] < [OH^-]$

$[H^+] < 10^{-7}$  моль/л,  $[OH^-] > 10^{-7}$  моль/л

Следует помнить, что независимо от характера среды, в водных растворах всегда существуют оба иона:  $H^+$  и  $OH^-$ .

В практических расчетах для оценки степени кислотности раствора более удобно использовать *водородный показатель рН*.

$$pH = -\lg [H^+]$$

где  $[H^+]$  – концентрация ионов водорода, моль/л.

Величина рН изменяется в пределах от 0 до 14. При  $25^\circ C$  шкала кислотности следует от рН = 0 (крайне высокая кислотность) до рН = 14 (крайне высокая щелочность). Кислыми являются растворы, в которых рН < 7. В щелочных растворах рН > 7. Нейтральная среда имеет показатель рН, равный 7.

В некоторых случаях концентрацию гидроксид-ионов выражают через *гидроксильный показатель рОН*:

$$pOH = -\lg [OH^-]$$

где  $[OH^-]$  – концентрация гидроксид-ионов, моль/л.

При  $25^\circ C$  реакция среды характеризуется следующим образом: в нейтральной среде рОН = 7, в кислой среде рОН > 7, в щелочной среде рОН < 7.

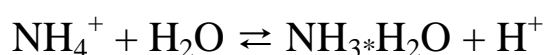
Из определения ионного произведения воды следует, что:

$$pH + pOH = 14$$

Гидролиз солей в водных растворах приводит к изменению величины pH. Рассчитать степень гидролиза и концентрацию ионов водорода или гидроксид-ионов позволяют уравнения, аналогичные уравнениям закона разведения Оствальда:

$$\alpha_{\text{гидр}} = \sqrt{\frac{K_{\text{гидр}}}{c_{\text{соли}}}} \quad [H^+] = \sqrt{K_{\text{гидр}} * c_{\text{соли}}}$$

где  $K_{\text{гидр}}$  – константа гидролиза соли. Например, для процесса гидролиза хлорида аммония:



константа гидролиза имеет следующий вид:

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[H^+] * [NH_3 * H_2O]}{[NH_4^+]}$$

Константу гидролиза можно рассчитать на основе константы диссоциации кислоты или основания, соответствующих гидролизующемуся иону. Преобразуем выражение для константы гидролиза хлорида аммония:

$$\begin{aligned} K_{\text{гидр}} &= \frac{[H^+] * [NH_3 * H_2O]}{[NH_4^+]} = \frac{[H^+] * [NH_3 * H_2O] * [OH^-]}{[NH_4^+] * [OH^-]} = \\ &= \frac{K_{H_2O} * [NH_3 * H_2O]}{[NH_4^+] * [OH^-]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{NH_3 * H_2O}} \end{aligned}$$

Таким образом, константа гидролиза может быть рассчитана как частное ионного произведения воды и константы диссоциации кислоты или основания, соответствующих гидролизующемуся иону.

**№70**

В воде растворили 30 г уксусной кислоты. В полученном растворе обнаружили 0,04 моль ионов. Определите степень диссоциации кислоты.

**Решение**

Уксусная кислота диссоциирует в растворе:



Количество каждого иона составляет  $\nu(\text{H}^+) = \nu(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 0,04 / 2 = 0,02$  моль. По условию задачи количество уксусной кислоты составляло  $\nu(\text{CH}_3\text{COOH}) = 30 / 60 = 0,5$  моль. А подверглось диссоциации 0,02 моль. Рассчитываем степень диссоциации

$$\alpha = 0,02 / 0,5 = 0,04 \text{ (или 4\%)}$$

**Ответ:** 4%.

**№71**

В воде растворили 11,2 л (н. у.) фтороводорода. В полученном растворе обнаружили 0,06 моль ионов. Определите степень диссоциации фтороводородной кислоты.

**Ответ:** 6%.

**№72**

В 1,55 л 0,1 М раствора фтороводородной кислоты содержится  $1,02 \cdot 10^{23}$  частиц (недиссоциированных молекул и ионов). Рассчитайте степень диссоциации кислоты.

**Решение**

Фтороводородная кислота подвергается диссоциации в растворе:



В 1,55 л 0,1 М раствора фтороводородной кислоты содержится  $1,55 \cdot 0,1 = 0,155$  моль HF. Пусть  $x$  – число моль кислоты, распавшейся на ионы, тогда  $2 \cdot x$  – число моль образовавшихся



ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{F}^-$ . При этом  $0,155 - x$  моль кислоты не подвергается диссоциации.

По условию количество недиссоциированных молекул и ионов составляет:

$$v = 1,02 \cdot 10^{23} / 6,02 \cdot 10^{23} = 0,1694 \text{ моль}$$

Составляем и решаем алгебраическое уравнение:

$$0,155 - x + 2 * x = 0,1694$$

$x = 0,0144$ , то есть  $0,0144$  моль кислоты подверглось диссоциации

Рассчитываем степень диссоциации кислоты  $\alpha$ :

$$\alpha = 0,0144 / 0,155 = 0,093 \text{ (или } 9,3\%)$$

**Ответ:** 9,3%.

### №73

Во сколько раз необходимо разбавить водный раствор уксусной кислоты, чтобы увеличить степень её диссоциации в четыре раза? Как при этом изменится значение рН раствора?

### Решение

Согласно закону разведения Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}},$$

где  $\alpha$ ,  $c$  и  $K$  – это степень диссоциации, концентрация и константа диссоциации электролита, соответственно.

Пусть исходный раствор (1) уксусной кислоты нужно разбавить в  $x$  раз для получения разбавленного раствора (2). По условию,  $c_2 = c_1 / x$  и  $\alpha_2 = \alpha_1 * 4$ . Поскольку константа диссоциации не зависит от концентрации, выразим величину  $K = c * \alpha^2$  для исходного и разбавленного растворов и приравняем эти величины:

$$c_1 * \alpha_1^2 = c_2 * \alpha_2^2 \text{ или } c_1 * \alpha_1^2 = (c_1 * (\alpha_1 * 4)^2) / x$$

откуда находим  $x = 16$ .

Для расчета рН представим концентрацию ионов водорода в растворе кислоты как  $[H^+] = \alpha * c$ , тогда

$$[H^+]_2 = \alpha_2 * c_2 = 4 * \alpha_1 * c_1 / 16 = \alpha_1 * c_1 / 4 = [H^+]_1 / 4$$

$$pH_2 = -\lg [H^+]_2 = -\lg ([H^+]_1 / 4) = pH_1 + \lg 4 = pH_1 + 0,6$$

**Ответ:** в 16 раз; рН увеличится на 0,6.

### №74

Какую молярную концентрацию аммиака надо создать в растворе для того, чтобы рН полученного раствора был равен 11? Константа диссоциации гидроксида аммония составляет  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .

**Ответ:** 0,056 моль/л.

### №75

Определите рН 0,05% раствора гидроксида лития (плотность 1 г/мл). Рассчитайте молярную концентрацию раствора диметиламина, имеющего такое же значение рН. Константа диссоциации  $[(CH_3)_2NH_2]^+ OH^-$  составляет  $5,89 \cdot 10^{-4}$ .

### Решение

Вычислим молярную концентрацию раствора LiOH:

$$c_{LiOH} = 10 * \rho * \omega / M = 10 * 1 * 0,05 / 24 = 0,0208 \text{ моль/л}$$

$$c_{OH^-} = c_{LiOH} = 0,0208 \text{ моль/л}$$

Вычислим рОН:

$$pOH = -\lg c_{OH^-} = -\lg 0,0208 = 1,68$$

Вычислим рН:

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1,68 = 12,32$$

Так как рН растворов гидроксида лития и диэтиламина равны, следовательно, равны и концентрации  $OH^-$  ионов. Для расчета концентрации диметиламина воспользуемся законом разведения Оствальда:

$$c_{\text{OH}^-} = \sqrt{K * c_{\text{амина}}}$$

Следовательно,  $c_{\text{амина}} = (c_{\text{OH}^-})^2 / K = 0,0208^2 / 5,89 * 10^{-4} = 0,735$  моль/л.

**Ответ:** рН = 12,32; 0,735 моль/л.

### №76

Определите рН 0,1% раствора гидроксида натрия (плотность 1 г/мл). Рассчитайте молярную концентрацию раствора метиламина, имеющего такое же значение рН. Константа диссоциации  $[\text{CH}_3\text{NH}_3]^+\text{OH}^-$  составляет  $4,36 * 10^{-4}$ .

**Ответ:** рН = 12,4; 1,46 моль/л.

### №77

Раствор содержит  $\text{H}^+$  ионов в  $10^4$  раз больше, чем  $\text{OH}^-$  ионов. Определите рН раствора.

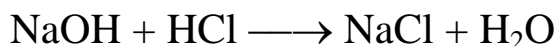
**Ответ:** рН = 5.

### №78

Какой объем раствора гидроксида натрия с концентрацией 0,1 М нужно прилить к 200 мл 0,15 М раствора соляной кислоты для того, чтобы значение рН составило 12?

### Решение

Протекает реакция нейтрализации:



Вычислим исходное количество соляной кислоты:

$$v(\text{HCl}) = 0,2 * 0,15 = 0,03 \text{ моль}$$

Часть гидроксида натрия нейтрализует соляную кислоту, а часть останется неизрасходованной, так как конечный раствор по условию имеет щелочную среду.

Пусть необходимо прилить  $x$  литров раствора NaOH. В нем содержится  $0,1 * x$  моль щелочи, из которых 0,03 моль прореаги-

рует, а  $(0,1 * x - 0,03)$  моль останется неизрасходованным. Конечный объем раствора составит  $0,2 + x$  литров.

По условию рН конечного раствора составляет 12, то есть  $[H^+] = 10^{-12}$  моль/л, а  $[OH^-] = 10^{-2}$  моль/л.

Составляем алгебраическое уравнение:

$$10^{-2} = (0,1 * x - 0,03) / (0,2 + x)$$

Решаем и получаем:  $x = 0,356$ , то есть объем раствора гидроксида натрия равен 356 мл.

**Ответ:** 356 мл.

### **№79**

Какой объем раствора бромоводородной кислоты с концентрацией 0,1 М нужно прилить к 100 мл 0,12 М раствора гидроксида калия для того, чтобы значение рН составило 2?

**Ответ:** 144 мл.

### **№80**

К 500 мл 0,002 М раствора гидроксида рубидия добавили 0,06 г неизвестной щёлочи, причем рН полученного раствора составил 11,7. Считая, что процесс смешения происходит без изменения объёма, установите формулу щёлочи.

### **Решение**

В конечном растворе рОН составляет  $14 - 11,7 = 2,3$ . вычислим концентрацию гидроксид-ионов:

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-2,3} = 0,005 \text{ моль/л}$$

Концентрация гидроксид-ионов складывается из концентраций гидроксид-ионов, образующихся при диссоциации гидроксида рубидия и неизвестной щелочи. Следовательно, диссоциация неизвестной щелочи образовала  $0,005 - 0,002 = 0,003$  моль/л или  $0,003 * 0,5 = 0,0015$  моль гидроксид-ионов.

Предположим, что щелочь образована одновалентным (щелочным) металлом, тогда

$$M(\text{щелочи}) = 0,06 / 0,0015 = 40 \text{ г/моль,}$$

это гидроксид натрия NaOH.

Предположим, что щелочь образована двухвалентным (щелочноземельным) металлом, тогда

$$M(\text{щелочи}) = 0,06 / (0,0015 / 2) = 80 \text{ г/моль},$$

но гидроксида щелочноземельного металла с такой молярной массой не существует.

**Ответ:** NaOH.

### №81

К 500 мл 0,002 М раствора гидроксида рубидия добавили 0,012 г неизвестной щёлочи, причем pH полученного раствора составил 11,48. Считая, что процесс смешения происходит без изменения объёма, установите формулу щёлочи.

**Ответ:** LiOH.

### №82

Определите произведение растворимости ПР и pH насыщенного раствора гидроксида стронция, если его растворимость при 25°C составляет 0,86 г на 100 мл воды (изменением объёма при растворении можно пренебречь).

### Решение

Вычислим концентрацию гидроксида стронция в насыщенном растворе:

$$c = (0,86 / 122) / 0,1 = 0,07 \text{ моль/л}$$

Гидроксид стронция диссоциирует в растворе:



Следовательно, концентрация катионов стронция составит 0,07 моль/л, а концентрация гидроксид-анионов составит 0,14 моль/л. Вычислим ПР гидроксида стронция:

$$\text{ПР}(\text{Sr}(\text{OH})_2) = [\text{Sr}^{2+}] * [\text{OH}^-]^2 = 0,07 * 0,14^2 = 0,00137 \text{ моль}^3/\text{л}^3.$$

Для вычисления pH насыщенного раствора гидроксида стронция рассчитаем вначале pOH:

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg 0,14 = 0,85$$

Следовательно,  $\text{pH} = 14 - 0,85 = 13,15$ .

**Ответ:**  $\text{ПР} = 1,37 \cdot 10^{-3}$  моль<sup>3</sup>/л<sup>3</sup>;  $\text{pH} = 13,15$ .

### №83

Определите произведение растворимости и  $\text{pH}$  насыщенного раствора гидроксида магния, если его растворимость при  $25^\circ\text{C}$  составляет 0,0008 г на 100 мл воды (изменением объема при растворении можно пренебречь).

**Ответ:**  $\text{ПР} = 1,05 \cdot 10^{-11}$  моль<sup>3</sup>/л<sup>3</sup>;  $\text{pH} = 10,44$ .

### №84

Рассчитайте значение  $\text{pH}$ , при котором из 0,1 М раствора хлорида магния осаждается гидроксид магния.  $\text{ПР}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 6,8 \cdot 10^{-12}$ .

**Ответ**  $\text{pH} = 8,92$ .

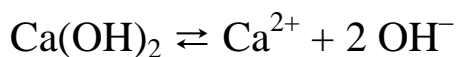
### №85

Рассчитайте значение  $\text{pH}$  насыщенного раствора гидроксида кальция, если произведение растворимости гидроксида кальция составляет  $5,5 \cdot 10^{-6}$ ? Сколько миллилитров воды потребуется для растворения 1 г гидроксида кальция?

### Решение

Пусть молярная концентрация  $c(\text{Ca}(\text{OH})_2)$  в насыщенном растворе составляет  $x$  моль/л. Тогда

$x$  моль/л     $x$  моль/л     $2 \cdot x$  моль/л



Используя выражение для  $\text{ПР}$ , составляем алгебраическое уравнение:

$$x \cdot (2 \cdot x)^2 = 5,5 \cdot 10^{-6}$$

Решаем и получаем:

$$4 \cdot x^3 = 5,5 \cdot 10^{-6}, \text{ следовательно, } x = 1,11 \cdot 10^{-2}$$

$c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1,11 \cdot 10^{-2}$  моль/л (в насыщенном растворе)

Проводим расчет рН:

$$[\text{OH}^-] = 2 * x = 2,22 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / (2,22 \cdot 10^{-2}) = 0,45 \cdot 10^{-12}$$

$$\text{pH} = -\lg(0,45 \cdot 10^{-12}) = 12,35$$

Рассчитаем объем воды: в одном литре воды с образованием насыщенного раствора растворится  $1,112 \cdot 10^{-2}$  моль/л  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  или  $1,112 \cdot 10^{-2}$  моль \* 74 г/моль = 0,823 г  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . А 1 г  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  растворится в  $1 / 0,823 = 1,215$  л воды или в 1215 мл.

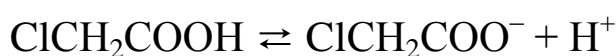
**Ответ:** рН = 12,35; 1215 мл воды.

### №86

Степени диссоциации уксусной и монохлоруксусной кислот в растворах с концентрацией 0,1 моль/л составляют 1,3% и 11,1% соответственно. Вычислите концентрацию ионов водорода в каждом из растворов. Найдите отношение констант диссоциации этих кислот.

### Решение

Уксусная (1) и монохлоруксусная (2) кислоты диссоциируют в растворах:



Рассчитаем концентрацию ионов водорода в каждом растворе:

$$c(\text{H}^+)_1 = \alpha * c = 0,1 * 0,013 = 0,0013 \text{ моль/л}$$

$$c(\text{H}^+)_2 = \alpha * c = 0,1 * 0,111 = 0,0111 \text{ моль/л}$$

Для расчета отношения констант диссоциации кислот используем более точное выражение закона разведения Оствальда для электролитов средней силы:

$$K = \frac{\alpha^2 * c}{1 - \alpha}$$

Рассчитаем отношение констант диссоциации двух кислот:

$$\frac{K(\text{ClCH}_2\text{COOH})}{K(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{0,111^2 * 0,1 * (1 - 0,013)}{0,013^2 * 0,1 * (1 - 0,111)} = 81$$

**Ответ:** 0,0013 моль/л; 0,0111 моль/л; 81.

### №87

Степени диссоциации монохлоруксусной и дихлоруксусной кислот в растворах с концентрацией 0,2 моль/л составляют 8% и 40,7% соответственно. Вычислите концентрацию ионов водорода в каждом из растворов. Найдите отношение констант диссоциации этих кислот.

**Ответ:** 0,016 моль/л; 0,0814 моль/л; 40,2.

### №88

Определите массу моногидрата нитрита лития, необходимую для приготовления 70 граммов 1,06% водного раствора нитрита лития. Определите величину рН этого раствора при температуре 25<sup>0</sup>С, если плотность раствора 1,01 г/мл, а константа диссоциации HNO<sub>2</sub> составляет 5,1\*10<sup>-4</sup>.

### Решение

Вычислим массу нитрита лития в растворе:

$$m(\text{LiNO}_2) = 70 * 0,0106 = 0,742 \text{ грамма}$$

Вычислим массовую долю нитрита лития в кристаллогидрате LiNO<sub>2</sub>\*H<sub>2</sub>O:

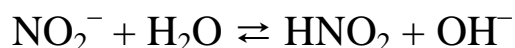
$$\omega(\text{LiNO}_2) = 53 / 71 = 0,746$$

Тогда масса кристаллогидрата составляет

$$m(\text{LiNO}_2 * \text{H}_2\text{O}) = 0,742 / 0,746 = 0,995 \text{ г}$$

В растворе протекает гидролиз:





Вычислим молярную концентрацию раствора:

$$c = 10 * \rho * \omega / M = 10 * 1,01 * 1,06 / 53 = 0,202 \text{ моль/л}$$

Вычислим константу гидролиза  $K_{\text{гидр}}$ :

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{HNO}_2] * [\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]} = \frac{[\text{HNO}_2] * [\text{OH}^-] * [\text{H}^+]}{[\text{NO}_2^-] * [\text{H}^+]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{HNO}_2}}$$

$$K_{\text{гидр}} = 10^{-14} / (5,1 * 10^{-4}) = 1,96 * 10^{-11}$$

Вычислим концентрацию гидроксид-ионов:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{гидр}} * c_{\text{соли}}} = \sqrt{1,96 * 10^{-11} * 0,202} = 1,99 * 10^{-6}$$

Следовательно,  $\text{pOH} = \lg [\text{OH}^-] = 5,7$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8,3$$

**Ответ:** 0,995 г, pH = 8,3.

### №89

Вычислите величину pH раствора гипохлорита калия с концентрацией 0,1 моль/л. Константа диссоциации хлорноватистой кислоты составляет  $5 * 10^{-8}$ .

**Ответ:** 10,15.

### №90

Вычислите pH раствора цианида калия с концентрацией 0,005 моль/л. Константа диссоциации циановодородной кислоты составляет  $7,9 * 10^{-10}$ .

**Ответ:** 10,5.

### №91

Вычислите константу гидролиза фторида калия, степень гидролиза этой соли в растворе с концентрацией 0,01 моль/л и pH

раствора. Константа диссоциации фтороводородной кислоты составляет  $6,6 \cdot 10^{-4}$ .

**Ответ:**  $K_{\text{гидр}} = 1,5 \cdot 10^{-11}; 3,9 \cdot 10^{-5}; 7,59$ .

### **№92**

При  $60^\circ\text{C}$  ионное произведение воды  $K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-13}$ . Считая, что константа диссоциации хлорноватистой кислоты  $K_{\text{д}} = 5 \cdot 10^{-8}$  не изменяется с температурой, вычислите pH раствора гипохлорита калия с концентрацией 0,001 моль/л при  $25^\circ\text{C}$  и при  $60^\circ\text{C}$ .

**Ответ:** pH = 9,15 ( $25^\circ\text{C}$ ); pH = 9,65 ( $60^\circ\text{C}$ ).

### **№93**

Величина pH раствора натриевой соли некоторой одноосновной органической кислоты с концентрацией 0,1 моль/л составляет 10. Вычислите константу диссоциации этой кислоты.

**Ответ:**  $1 \cdot 10^{-7}$ .

### **№94**

Вычислите величину pH раствора карбоната натрия с концентрацией 0,01 моль/л, учитывая только первую степень гидролиза. Константа диссоциации угольной кислоты по второй ступени составляет  $4,7 \cdot 10^{-11}$ .

**Ответ:** 11,15.

## ЛИТЕРАТУРА

1. Вступительные экзамены и олимпиады по химии: опыт Московского университета: учебное пособие / Н.Е. Кузьменко, В.И. Теренин, О.Н. Рыжова и др.; под ред. Н.Е. Кузьменко, О.Н. Рыжовой и В.И. Теренина. – М.: Издательство Московского университета, 2011. – 624 с. – Текст: непосредственный
2. Сборник задач по неорганической химии: учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм; под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Издательский центр «Академия», 2008. – 208 с. – Текст: непосредственный.
3. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии: учеб. пособие для нехимич. спец. вузов / Н.Б. Любимова. – М.: Высш. шк., 1990. – 351 с. – Текст: непосредственный.
4. Задачи по неорганической химии: учеб. Пособие для хим.-технол. вузов / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.А. Андреева; под ред. Р.А. Лидина. – М.: Высш. шк., 1990. – 319 с. – Текст: непосредственный.

## СОДЕРЖАНИЕ

<b>Введение</b>	<b>3</b>
<b>Атомно-молекулярное учение. Газовые законы</b>	
Задачи 1 – 19	<b>4</b>
<b>Термохимия</b>	
Задачи 20 – 30	<b>14</b>
<b>Химическая кинетика</b>	
Задачи 31 – 37	<b>19</b>
<b>Химическое равновесие</b>	
Задачи 38 – 69	<b>27</b>
<b>Равновесия в растворах электролитов</b>	
Задачи 70 – 94	<b>44</b>
<b>Литература</b>	<b>59</b>