

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО СВЯЗИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ТЕЛЕКОММУНИКАЦИЙ ИМ. ПРОФ. М.А. БОНЧ-БРУЕВИЧА» (СПбГУТ)

Кафедра экологии и безопасности жизнедеятельности

**ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
«ОБЩАЯ ХИМИЯ»**

**Направление подготовки 05.03.06 Экология и природопользование
Разработчик: ст. преподаватель Кондратьева М. В.**

**Санкт-Петербург
2018**

Лекция №1. Строение атома.
Практическая работа №1. Энтальпия – тепловой эффект химической реакции.

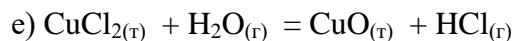
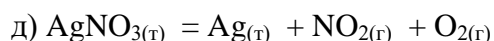
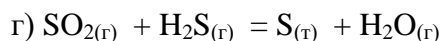
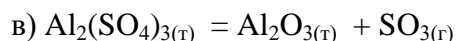
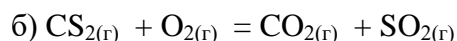
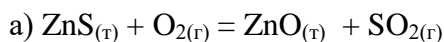
Энтальпия H – термодинамическая функция состояния химической системы, отвечающая тепловому (энергетическому) эффекту реакции в этой системе при постоянном давлении. Если реакция протекает с выделением теплоты (экзотермический эффект), изменение энтальпии отрицательно $\Delta H < 0$. В противоположном случае (эндотермический эффект) оно положительно $\Delta H > 0$.

ΔH называют энтальпией химической реакции. Для возможности сравнения ее в разных химических реакциях, энтальпии определяют в стандартных условиях и обозначают ΔH° . Значения ΔH° мало зависят от температуры, поэтому используют значения ΔH при $T = 298,15\text{K}$. Стандартная энтальпия химической реакции рассчитывается по формуле:

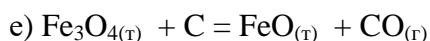
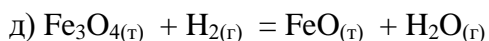
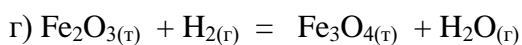
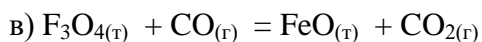
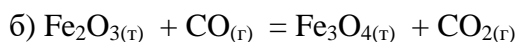
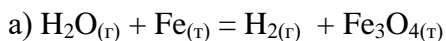
$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ_{\text{прод}} - \sum \Delta H^\circ_{\text{реак}}$, что означает – стандартная энтальпия химической реакции равна разности сумм стандартных энтальпий образования продуктов реакции и реагентов, вступающих во взаимодействие. Следует помнить, что стандартная энтальпия образования простых веществ равна нулю и единицы измерения кДж/моль.

Вопросы и задания

1. Рассчитайте стандартную энтальпию реакций, предварительно расставив коэффициенты:



2. Рассчитайте стандартную энтальпию реакций, предварительно расставив коэффициенты:



Практическая работа №2. Энтропия. Энергия Гиббса

Критерием термодинамической возможности самопроизвольного протекания химических реакций в изолированной системе является изменение энтропии. *Энтропия* (S) – мера упорядоченности системы. При самопроизвольном процессе химической реакции в изолированной системе изменение энтропии всегда положительно ($\Delta S > 0$). В противном случае протекание реакции невозможно. Выражают изменение энтропии в Дж/моль. В отличие от энтальпии, энтропия образования простого вещества не равна нулю. Также как и энтальпия, энтропия мало зависит от температуры, поэтому используют значения ΔS° при $T = 298,15\text{K}$. Стандартная энтропия химической реакции вычисляется по формуле:

$$\Delta S^\circ = \sum \Delta S^\circ_{\text{прод}} - \sum \Delta S^\circ_{\text{реакт}}$$
, что означает – стандартная энтропия химической реакции равна разности сумм стандартных энтропий образования продуктов реакции и реагентов, вступающих во взаимодействие.

Энергия Гиббса – термодинамическая функция, равная разности между энтальпией и произведением термодинамической температуры на энтропию. В неизолированных системах при постоянных температуре и давлении изменение энергии Гиббса является критерием самопроизвольного протекания процесса. $\Delta G < 0$ – реакция протекает самопроизвольно, $\Delta G > 0$ – процесс термодинамически запрещен, $\Delta G = 0$ процесс находится в состоянии равновесия.

Значения энергии Гиббса зависят от температуры, поэтому в обозначении присутствует индекс T . Зависимость для стандартных условий имеет вид:

$$\Delta G^\circ_T = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$$

Стандартная энергия Гиббса реакции выражается через стандартные энергии Гиббса образования веществ (реагентов и продуктов) следующим образом:

$$\Delta G^\circ_T = \sum \Delta G^\circ_{T(\text{продукт})} - \sum \Delta G^\circ_{T(\text{реагент})}$$

Пример 1.

Рассчитайте стандартную энтальпию реакции: $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})}$. Укажите, будет реакция эндо- или экзотермической.

Решение:

По таблице (5.5 Приложения) находим значения стандартных энтальпий образования участников реакции. $\Delta H^\circ (\text{SO}_{2(\text{г})}) = -297 \text{ кДж/моль}$,

$\Delta H^\circ (\text{O}_{2(\text{г})})=0$ кДж/моль, $\Delta H^\circ (\text{SO}_{3(\text{г})})=-396$ кДж/моль

Подставляем значения в расчетную формулу, не забывая учитывать коэффициенты: $\Delta H^\circ = \Sigma \Delta H^\circ_{\text{прод}} - \Sigma \Delta H^\circ_{\text{реак}} = 2(-396) - [2(-297) + 1(0)] = -198$ кДж. Реакция экзотермическая, т.к. изменение стандартной энтальпии меньше нуля.

Пример 2.

Рассчитайте стандартную энтропию реакции: $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})}$. Укажите, будет ли реакция протекать самопроизвольно?

Решение:

По таблице (5.5 Приложения) находим значения стандартных энтропий образования участников реакции. $\Delta S^\circ (\text{SO}_{2(\text{г})})=248$ Дж/(К•моль),

$\Delta S^\circ (\text{O}_{2(\text{г})})=205$ Дж/(К•моль), $\Delta S^\circ (\text{SO}_{3(\text{г})})= 257$ Дж/(К•моль).

Подставляем значения в расчетную формулу, не забывая учитывать коэффициенты: $\Delta S^\circ = \Sigma \Delta S^\circ_{\text{прод}} - \Sigma \Delta S^\circ_{\text{реак}} = 2(257) - [2(248) + 205] = -187$ Дж/К. Данная реакция в изолированной системе при стандартных условиях протекать не будет, т.к. изменение энтропии меньше нуля.

Пример 3.

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

$2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})}$. Будет ли данная реакция протекать самопроизвольно в закрытой системе при этих условиях?

Решение:

По таблице (5.5 приложения) находим значения стандартных энтальпий образования участников реакции. $\Delta H^\circ (\text{SO}_{2(\text{г})})=-297$ кДж/моль,

$\Delta H^\circ (\text{O}_{2(\text{г})})=0$ кДж/моль, $\Delta H^\circ (\text{SO}_{3(\text{г})})=-396$ кДж/моль

и значения стандартных энтропий образования участников реакции.

$\Delta S^\circ (\text{SO}_{2(\text{г})})=248$ Дж/(К•моль), $\Delta S^\circ (\text{O}_{2(\text{г})})=205$ Дж/(К•моль),

$\Delta S^\circ (\text{SO}_{3(\text{г})})= 257$ Дж/(К•моль). Подставляем найденные величины в формулу для расчета $\Delta G^\circ_T = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$, вычисляем по известным формулам

$$\Delta H^\circ = \Sigma \Delta H^\circ_{\text{прод}} - \Sigma \Delta H^\circ_{\text{реак}}$$

$$\Delta S^\circ = \Sigma \Delta S^\circ_{\text{прод}} - \Sigma \Delta S^\circ_{\text{реак}}$$

Получаем $\Delta G^\circ_{1230\text{К}} = -198 - 1230(-0,187) = 32$ кДж. Изменение энергии Гиббса положительно, следовательно, при данных условиях реакция термодинамически запрещена (не протекает).

3. Рассчитайте стандартную энтропию реакций, предварительно расставив коэффициенты:

- а) $\text{ZnS}_{(т)} + \text{O}_{2(г)} = \text{ZnO}_{(т)} + \text{SO}_{2(г)}$
- б) $\text{CS}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} = \text{CO}_{2(г)} + \text{SO}_{2(г)}$
- в) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(г)} = \text{Al}_2\text{O}_{3(т)} + \text{SO}_{3(г)}$
- г) $\text{SO}_{2(г)} + \text{H}_2\text{S}_{(г)} = \text{S}_{(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$
- д) $\text{AgNO}_{3(г)} = \text{Ag}_{(т)} + \text{NO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)}$
- е) $\text{CuCl}_{2(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{CuO}_{(т)} + \text{HCl}_{(г)}$

4. Рассчитайте стандартную энтропию реакций, предварительно расставив коэффициенты:

- а) $\text{H}_2\text{O}_{(г)} + \text{Fe}_{(т)} = \text{H}_{2(г)} + \text{Fe}_3\text{O}_{4(т)}$
- б) $\text{Fe}_2\text{O}_{3(г)} + \text{CO}_{(г)} = \text{Fe}_3\text{O}_{4(г)} + \text{CO}_{2(г)}$
- в) $\text{F}_3\text{O}_{4(г)} + \text{CO}_{(г)} = \text{FeO}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)}$
- г) $\text{Fe}_2\text{O}_{3(г)} + \text{H}_{2(г)} = \text{Fe}_3\text{O}_{4(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$
- д) $\text{Fe}_3\text{O}_{4(г)} + \text{H}_{2(г)} = \text{FeO}_{(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$
- е) $\text{Fe}_3\text{O}_{4(г)} + \text{C} = \text{FeO}_{(т)} + \text{CO}_{(г)}$

5. Рассчитайте свободную энергию Гиббса реакций, предварительно расставив коэффициенты:

- а) $\text{ZnS}_{(т)} + \text{O}_{2(г)} = \text{ZnO}_{(т)} + \text{SO}_{2(г)}$ $T=500\text{K}$
- б) $\text{CS}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} = \text{CO}_{2(г)} + \text{SO}_{2(г)}$ $T=1200\text{K}$
- в) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(г)} = \text{Al}_2\text{O}_{3(г)} + \text{SO}_{3(г)}$ $T=360\text{K}$
- г) $\text{SO}_{2(г)} + \text{H}_2\text{S}_{(г)} = \text{S}_{(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$ $T=100\text{K}$
- д) $\text{AgNO}_{3(г)} = \text{Ag}_{(т)} + \text{NO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)}$ $T=800\text{K}$
- е) $\text{CuCl}_{2(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{CuO}_{(т)} + \text{HCl}_{(г)}$ $T=250\text{K}$

Для каждой реакции сделайте вывод о возможности протекания процесс при конкретных температурах.

6. Рассчитайте стандартную энтропию реакций, предварительно расставив коэффициенты:

- а) $\text{H}_2\text{O}_{(г)} + \text{Fe}_{(т)} = \text{H}_{2(г)} + \text{Fe}_3\text{O}_{4(г)}$ $T=600\text{K}$
- б) $\text{Fe}_2\text{O}_{3(г)} + \text{CO}_{(г)} = \text{Fe}_3\text{O}_{4(г)} + \text{CO}_{2(г)}$ $T=350\text{K}$
- в) $\text{F}_3\text{O}_{4(г)} + \text{CO}_{(г)} = \text{FeO}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)}$ $T=900\text{K}$
- г) $\text{Fe}_2\text{O}_{3(г)} + \text{H}_{2(г)} = \text{Fe}_3\text{O}_{4(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$ $T=1300\text{K}$
- д) $\text{Fe}_3\text{O}_{4(г)} + \text{H}_{2(г)} = \text{FeO}_{(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$ $T=298\text{K}$
- е) $\text{Fe}_3\text{O}_{4(г)} + \text{C} = \text{FeO}_{(т)} + \text{CO}_{(г)}$ $T=100\text{K}$

Для каждой реакции сделайте вывод о возможности протекания процесс при конкретных температурах.

Практическая работа №3. Вычисление скорости химической реакции

Скорость химической реакции изменяется согласно закону действующих масс: *скорость химической реакции изменяется прямопропорционально, произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов.*

Для реакции $aA + bB = cC + dD$ выражение для вычисления скорости химической реакции примет вид:

$v = k [A]^a [B]^b$, где v – скорость реакции, k – константа скорости химической реакции, $[A]$ – концентрация вещества А, $[B]$ – концентрация вещества В, a – коэффициент, стоящий перед веществом А в уравнении химической реакции, b – коэффициент, стоящий перед веществом В в уравнении химической реакции.

С ростом температуры скорость химической реакции возрастает согласно правилу Вант-Гоффа: *при повышении температуры на 10°C скорость реакции возрастает в 2-4 раза.* Формула для расчетов выглядит следующим образом:

$$v_2 = v_1 \gamma^{(t_2 - t_1)/10}$$

где v_2 – скорость реакции при температуре t_2

v_1 – скорость реакции при температуре t_1

γ – температурный коэффициент скорости реакции, принимающий значения от 2 до 4

t_2 – конечная температура

t_1 – начальная температура

Пример 1:

Как изменится скорость реакции $2H_2 + O_2 = 2H_2O$ при увеличении концентрации водорода в 2 раза?

Решение:

Допустим, что концентрация водорода X моль, а кислорода Y моль, тогда согласно закону действующих масс начальная скорость химической реакции равна $v_1 = kX^2Y$, а при увеличении концентрации водорода скорость реакции станет: $v_2 = k(2X)^2Y = k4X^2Y$. Отсюда следует, что $v_2/v_1 = k4X^2Y/kX^2Y = 4$. Ответ: скорость реакции возрастет в 4 раза.

Пример 2:

При 80°C некоторая реакция заканчивается через 16 минут. Сколько потребуется времени для проведения той же реакции при: а) 120°C; б) 60°C? Температурный коэффициент равен 2.

Решение:

а) Находим скорость химической реакции при 120°C, используя формулу Вант-Гоффа:

$$V_{120^{\circ}\text{C}} = v_{80^{\circ}\text{C}} 2^{(120 - 80)/10} = 2^4 = 16, \text{ что означает - скорость реакции}$$

возрастет в 16 раз, следовательно для проведения реакции потребуется в 16 раз меньше времени. Реакция закончится через 1 минуту.

б) Находим скорость химической реакции при 60°C, используя формулу Вант-Гоффа:

$$V_{60^{\circ}\text{C}} = v_{80^{\circ}\text{C}} 2^{(60 - 80)/10} = 2^{-2} = 1/4, \text{ что означает - скорость реакции}$$

уменьшится в 4 раза, следовательно для проведения реакции потребуется в 4 раза больше времени. Реакция закончится через 64 минуты.

Вопросы и задания

1. Какие существуют единицы измерения скорости химической реакции?
2. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?
3. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если концентрации исходных веществ: а) увеличить в 4 раза; б) уменьшить в 2 раза; в) увеличить в 2 раза только концентрацию оксида азота (II); г) концентрацию кислорода увеличить в 4 раза, а концентрацию оксида азота (II) уменьшить в 2 раза?
4. Как изменится скорость реакции $\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$, если а) увеличить концентрацию кислорода в 2 раза; б) оставив концентрацию кислорода начальной, увеличить концентрацию оксида серы (IV) втрое?
5. Каков физический смысл константы скорости химической реакции?
6. Почему вещества горят значительно интенсивнее в атмосфере кислорода, чем на воздухе?
7. Во сколько раз необходимо увеличить для реакции:
 $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ концентрацию сероводорода и оксида серы (IV), чтобы в обоих случаях скорость реакции возросла в 9 раз?
8. Реакция между веществами А и В протекает согласно уравнению:
 $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$. Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, а вещества В - 0,5 моль/л. Константа скорости данной реакции 0,4. Вычислите начальную скорость данной реакции и скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшилась на 0,1 моль/л.

9. Как изменится скорость реакции $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$, если давление системы увеличить в 6 раз?
10. Что такое температурный коэффициент химической реакции?
11. Почему скорость реакции сильно возрастает с повышением температуры?
12. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 64 раза, при температурном коэффициенте равном двум?
13. Скорость химической реакции при 40°C равна 1 моль/(л·сек). Вычислите скорость этой реакции при: а) 0°C ; б) 20°C ; в) 50°C ; г) 70°C ; д) 80°C . Постройте график зависимости скорости реакции от температуры.
14. При увеличении температуры на 50°C скорость химической реакции возросла в 1024 раза. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции.
15. Во сколько раз уменьшится скорость реакции, если температуру реакционной смеси понизить от 140°C до 110°C ? Температурный коэффициент равен трем.

Практическая работа №4. Химическое равновесие

В зависимости от природы реагирующих веществ, химические реакции могут протекать как до конца - необратимые, так и в обратном направлении – обратимые. Состояние системы, при котором скорость образования продуктов равна скорости превращения их в исходные вещества, называют *химическим равновесием*. Равновесие называют динамическим (или подвижным), что означает: одновременно в реакционной смеси протекают два взаимно противоположных процесса. Концентрации веществ, при которых достигается состояние равновесия в системе, называют *равновесными концентрациями*.

Для химической системы $a\text{A} + b\text{B} = c\text{C} + d\text{D}$ состояние равновесия с математической точки зрения характеризуется по закону действующих масс *константой равновесия*:

$$K = \frac{A^a \cdot B^b}{C^c \cdot D^d}$$

где a,b,c,d – стехиометрические коэффициенты перед веществами A,B,C,D соответственно.

Изменение условий проведения реакции может вызывать смещение химического равновесия в ту или другую сторону. Смещение равновесия происходит в соответствии с правилом Ле Шателье: *если в равновесной системе изменить*

концентрацию одного из реагирующих веществ, температуру или давление, то равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая ослабляет внешнее воздействие на равновесную систему.

Если реакция экзотермическая, то, следуя правилу Ле Шателье, для смещения равновесия в сторону продуктов реакции температуру нужно понизить. Если реакция эндотермическая, то для смещения равновесия вправо, температуру повышают.

Повышение концентраций исходных газообразных веществ смещает равновесие в сторону продуктов реакции, повышение концентраций продуктов реакции смещает равновесие в сторону исходных веществ.

Повышение давления смещает равновесие в сторону меньших объемов. При равенстве числа молей газообразных веществ в левой и правой частях химического уравнения реакции изменение давления на смещение равновесия не влияет. Давление не оказывает никакого влияния на смещение равновесия и в случае полного отсутствия газообразных веществ среди участников реакции.

Пример 1.

Обратимая реакция протекает по уравнению: $2 \text{NO} + \text{O}_2 = 2 \text{NO}_2$. В сторону какой реакции (прямой или обратной) сместится равновесие, если давление в системе возрастет?

Решение:

Опираясь на принцип Ле Шателье, можно сделать вывод о смещении равновесия вправо. Из трех молекул исходных веществ образуется две молекулы, т.е. процесс протекает с понижением давления. Следовательно, чтобы ослабить внешнее воздействие, равновесие должно смещаться в сторону прямой реакции.

Пример 2.

В сторону какой реакции сместится равновесие обратимой реакции:

$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2 \text{NH}_3$, если реакция протекает со значительным выделением теплоты?

Решение:

В соответствии с принципом Ле Шателье при повышении температуры ускорится реакция, ослабляющее данное внешнее воздействие, т.е. обратная реакция.

Вопросы и задания

1. Что такое константа химического равновесия?

2. Какие существуют средства внешнего воздействия на смещение химического равновесия?
3. Как сместится химическое равновесие при удалении одного из продуктов реакции?
4. Можно ли с помощью катализатора сместить химическое равновесие? Какова роль их при обратимых процессах?
5. При равновесии системы: $N_2 + 3H_2 = 2 NH_3$ концентрации веществ равны: $[N_2] = 1,5$ моль/л ; $[H_2]=4,5$ моль/л ; $[NH_3]=2$ моль/л. Вычислите а) исходные концентрации водорода и азота; б) константу химического равновесия.
6. В какую сторону сместится равновесие в следующих системах при постоянном давлении и повышении температуры:

а) $2 NO_{(газ)} + O_{2(газ)} = 2 NO_{2(газ)}$	реакция экзотермическая
б) $2SO_3_{(газ)} = 2SO_2_{(газ)} + O_2_{(газ)}$	реакция эндотермическая
в) $C_{(газ)} + CO_2_{(газ)} = 2CO_{(газ)}$	реакция эндотермическая
г) $2 NH_3_{(газ)} = N_2_{(газ)} + 3H_2_{(газ)}$	реакция эндотермическая
д) $C_{(т)} + 2Cl_2_{(газ)} = CCl_4_{(газ)}$	реакция экзотермическая
е) $C_{(т)} + 2N_2O_{(газ)} = CO_2_{(газ)} + 2N_2_{(газ)}$	реакция экзотермическая
7. В каком направлении сместится равновесие в следующих системах при постоянной температуре и при повышении давления:

а) $2 Fe_{(т)} + 3H_2O_{(г)} = Fe_2O_3_{(т)} + 3H_2_{(г)}$
б) $C_3H_8_{(г)} + 5O_2_{(г)} = CO_2_{(г)} + 4 H_2O_{(г)}$
в) $CO_2_{(г)} + 2N_2_{(г)} = C_{(т)} + 2N_2O_{(г)}$
г) $CO_{(г)} + Cl_2_{(г)} = COCl_2_{(г)}$
д) $CH_4_{(г)} + 4S_{(т)} = CS_2_{(г)} + 2H_2S_{(г)}$
е) $N_2H_4_{(г)} + O_2_{(г)} = N_2_{(г)} + 2H_2O_{(г)}$
8. Определите, увеличится ли выход продуктов при одновременном понижении температуры и давлении в системах:

а) $C_{(т)} + O_2_{(г)} = CO_2_{(г)}$	реакция экзотермическая
б) $H_2_{(г)} + O_2_{(г)} = 2 H_2O_{(г)}$	реакция эндотермическая
в) $6HF_{(г)} + N_2_{(г)} = 2NF_3_{(г)} + 3H_2_{(г)}$	реакция эндотермическая
г) $2O_3_{(г)} = 3O_2_{(г)}$	реакция экзотермическая
д) $2CO_{(г)} = 2C_{(т)} + O_2_{(г)}$	реакция эндотермическая
е) $I_2_{(г)} + 5CO_2_{(г)} = I_2O_5_{(т)} + 5 CO_{(г)}$	реакция эндотермическая
9. Определите, увеличится ли выход продуктов при одновременном повышении температуры и понижении давлении в системах:

а) $C_{(т)} + H_2O_{(г)} = CO_{(г)} + H_2_{(г)}$	реакция эндотермическая
--------------------------------------------------	-------------------------

- б) $2(\text{NO})\text{Cl}_{(г)} + \text{Br}_{2(г)} = 2(\text{NO})\text{Br}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$ реакция экзотермическая
 в) $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_{2(г)} = \text{CH}_3\text{OH}_{(г)}$ реакция экзотермическая
 г) $\text{N}_2\text{O}_{4(г)} = 2 \text{NO}_{2(г)}$ реакция эндотермическая
 д) $8\text{H}_2\text{S}_{(г)} + 8\text{I}_{2(г)} = \text{S}_{8(г)} + 16 \text{HI}_{(г)}$ реакция эндотермическая
 е) $\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{(г)}$ реакция экзотермическая

10. Как надо изменить давление в равновесной системе, чтобы сместить равновесие обратимой реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2 \text{CO}_2$ вправо?

Практическая работа №5. Способы выражения концентраций растворов

Содержание растворенного вещества в растворе может быть выражено как безразмерными величинами (массовая доля), так и в конкретных единицах измерения (процент, молярность, нормальность и т.д.).

Массовая доля (W) – отношение массы растворенного вещества к массе раствора. Если домножить массовую долю на 100%, получается процентное выражение концентрации растворенного вещества.

Молярная концентрация (молярность C_M) – число моль растворенного вещества, содержащихся в 1 литре раствора.

Нормальная (нормальность) или эквивалентная концентрация (C_N) – число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 литре раствора.

Моляльная концентрация (моляльность C_m) – число моль растворенного вещества в 1 кг растворителя.

Мольная доля – отношение числа моль растворенного вещества к общему числу моль веществ в растворе.

Растворы, содержащие десятую долю моль растворенного вещества, называются децимолярными, сотую долю – сантимольными. Аналогично, растворы, содержащие 0,1 долю эквивалента называют децинормальными, а содержащими 0.01 долю эквивалента – сантинормальными.

Пример 1.

Определите массовую долю (в %) хлорида натрия в растворе, содержащим 80 г соли в 500 г раствора.

Решение: По определению

$$W = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \times 100\% ; W = \frac{80}{500} \times 100\% = 16\%$$

Пример 2.

В 500 мл раствора серной кислоты содержится 196 г серной кислоты. Определите молярную и эквивалентную концентрации раствора серной кислоты.

Решение: По определению

$m(\text{вещества})$

$C_M = \frac{m(\text{вещества})}{M \times V}$, где m – масса растворенного вещества (г),

$(M \times V)$

M – Молярная масса растворенного вещества (г/моль),

V – объем раствора(л)

196

$C_M = \frac{196}{(98 \times 0,5)} = 4 \text{ моль/л}$

$(98 \times 0,5)$

Эквивалентную концентрацию определяем по формуле:

$m(\text{вещества})$

$C_n = \frac{m(\text{вещества})}{\text{Э} \times V}$, где m – масса растворенного вещества (г),

$(\text{Э} \times V)$

Э – эквивалентная масса вещества (экв-г/моль),

V – объем раствора(л)

196

Эквивалентная масса серной кислоты $\text{Э}_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 49$

$C_n = \frac{196}{(49 \times 0,5)} = 8 \text{ н}$

$(49 \times 0,5)$

Вопросы и задания

Задача 1.

Определите массовую долю растворенного вещества в растворах:

а) при известных массах растворителя и растворенного вещества

вариант	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
$m_{\text{вещества}}$	5,98	2,37	15,82	27,24	30,51	4,66	7,18	11,35	17,81	29,13
$m_{\text{воды}}$	95	118	225	450	376	88	156	317	258	419

б) при известной массе вещества и объеме воды ($\rho_{\text{воды}} = 1 \text{ г/мл}$)

вариант	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
$m_{\text{вещества}}$	2,72	3,02	2,29	10,07	14,5	17,83	27,35	31,26	34,29	53,5
$V_{\text{воды}}$	270	150	155	190	280	215	396	228	1100	480

Задача 2.

Рассчитайте массу (г) соли, необходимую для приготовления 100 мл следующих растворов:

Вариант	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Вещество	CaCl_2	AgNO_3	K_2CO_3	FeCl_3	NH_4NO_3	NH_4I	SrCl_2	NiSO_4	Cs_2SO_4	$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$
$W_{\text{вещества}}, \%$	2	1	10	8	6	10	8	1	6	2
$\rho_{\text{раствора}}, \text{г/л}$	1014,8	1007	1090,4	1067	1023	1065,2	1072,6	1009	1049,4	1015,4

Задача 3.

Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) растворенного вещества по известной массе вещества и объему раствора:

Вариант	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Вещество	KBrO_3	KN_3	KReO_4	K_2CrO_4	K_2GeO_3	KCN S	Tl_2SO_4	ZnSO_4	CoCl_2	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
$m_{\text{вещества}}, \text{г}$	12,4	8,5	18,1	14,7	6,3	23,9	54,27	25,35	17,72	35,23
$V_{\text{раствора}}, \text{л}$	0,3	0,4	0,75	0,55	0,65	0,8	5,46	1,27	0,65	2,54

Задача 4.

Рассчитайте массовую долю вещества в растворе, выраженную в процентах по известной молярной концентрации раствора:

вариант	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
вещество	AgNO_3	CaCl_2	BaCl_2	KBr	FeCl_3	BaCl_2	HIO_3	H_3PO_4	ZnCl_2	NaOH

С _{вещества} , МОЛЬ/Л	0,64	0,37	0,89	1,3	0,82	0,41	0,62	1,07	0,98	1,86
ρ _{раствора} , г/л	1088	1032	1156	1108	1104	1070	1090	1050	1109	1075

Задача 5.

300 г раствора HCl нейтрализовали раствором гидроксидов калия. Раствор образовавшегося хлорида калия выпарили, масса сухого остатка оказалась равной 117 г. Определите массовую долю (в %) исходного раствора соляной кислоты.

Задача 6.

Какой объем 20% раствора серной кислоты (плотностью 1140 кг/м³) потребуется для полного растворения 12 г металлического магния?

Задача 7.

Сколько миллилитров 0,5 н раствора соляной кислоты потребуется для осаждения серебра, содержащегося в 500 мл 0,2 н раствора нитрата серебра?

Задача 8.

Вычислите массовую долю (в %) фосфорной кислоты в растворе, полученном при растворении 71 г оксида фосфора (V) в 500 мл 60 % раствора фосфорной кислоты, плотностью 1400 кг/м³.

Задача 9. К 500 мл 0,1 М раствора йода добавили до обесцвечивания 200 г раствора сульфита натрия. Определите массовую долю (в %) сульфита натрия в исходном растворе.

Задача 10.

Через 2 л 0,4 М раствора гидроксида натрия пропустили 11,2 л оксида углерода (IV) при н.у. Определите молярную концентрацию образовавшихся солей.

Практическая работа №6. Электролитическая диссоциация. Водородный показатель.

При растворении веществ в воде образуются растворы с разными свойствами. Одни из них способны проводить электрический ток и вещества, образующие подобные растворы называются *электролитами*. Молекулы электролитов образованы за счет

ионной или ковалентной полярной связи. Поэтому в водных растворах они распадаются на отдельные ионы. Этот процесс называется *электролитической диссоциацией*. Однако, не все электролиты хорошо диссоциируют на ионы. Индивидуально, процесс диссоциации определяется *степенью электролитической диссоциации*, которая обозначается α (альфа) и равна отношению числа молекул, распавшихся на ионы к общему числу молекул растворенного вещества.

$$\alpha = \frac{n}{N_0} 100 \%$$

, где α – степень диссоциации; n – число молекул растворенного вещества; распавшихся на ионы N_0 – общее число молекул растворенного вещества.

Принято считать, если $\alpha < 3\%$, то электролит относится к слабым, если $3\% < \alpha < 30\%$, то электролит относится к средним электролитам, если $\alpha > 30\%$, то электролит – сильный.

Критерием деления электролитов по силе служит *константа диссоциации*. У сильных электролитов константа диссоциации отсутствует, т.к. они диссоциируют полностью. Для слабого электролита при конкретной температуре константа диссоциации величина постоянная и не зависит от концентрации.

Согласно закону Оствальда, константа диссоциации и степень диссоциации связаны друг с другом следующим математическим выражением:

$K = C \cdot \alpha^2$, которое показывает, что с увеличением разведения (уменьшением концентрации вещества), степень диссоциации электролита α возрастает.

Для измерения концентрации ионов водорода была введена особая единица, называемая *водородным показателем*. Обозначается она pH и равна отрицательному десятичному логарифму концентрации (моль/л) ионов водорода.

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

Для нейтрального раствора $pH = pOH$, где pOH – гидроксильный показатель. Через pH и pOH можно показать характер среды. При $pH = pOH = 7$ среда нейтральная. В случае, если $pH < 7$ – среда кислая, если $pH > 7$ – среда щелочная.

Пример 1.

Определите степень диссоциации уксусной кислоты в 1 М растворе, если ее константа диссоциации $1,754 \cdot 10^{-5}$.

Решение.

Согласно закону разбавления Оствальда $\alpha = \sqrt{K_d/C} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5}/1} = 4 \cdot 10^{-3} = 0.004$.

Вопросы и задания.

1. Какие из перечисленных ниже веществ являются электролитами: NaBr , SiO_2 , C_6H_{14} , CaCl_2 ?
2. Почему при наличии заряженных части, раствор в целом остается нейтрален?
3. Какие из ионов содержатся в растворах: а) гидроксида натрия; б) бромоводорода; в) азотной кислоты; г) сульфата меди?
4. Запишите уравнения ступенчатой диссоциации серной кислоты, сернистой кислоты, фосфорной кислоты, сероводородной кислоты.
5. Напишите уравнения диссоциации гидроксида натрия и гидроксида бария.
6. Напишите уравнения диссоциации следующих солей: MgCl_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2CrO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, Na_3PO_4 .
7. На какие ионы диссоциируют гидраты высших оксидов элементов с порядковыми номерами 16, 24, 30, 34?
8. В 1 л раствора содержится 1 моль хлорида кальция, степень диссоциации которого 75%. Сколько граммов электролита диссоциировано на ионы?
9. Степень диссоциации уксусной кислоты в 1н; 0,1н; 0,01н растворах равна 0,42%; 1,34%; 4,25% соответственно. Докажите, что константа диссоциации не зависит от концентрации раствора.
10. Какие количества соляной, азотной и серной кислот содержат по 0,5 моль ионов водорода?
11. Определите концентрацию ионов водорода в растворе при $\text{pH}=3$.
12. Определите концентрацию гидроксид ионов в растворе при $\text{pH}=11$.
13. Концентрация ионов водорода в растворе равна 10^{-5} моль/л. Определите pH и pOH раствора.
14. Определите pH раствора, концентрация ионов водорода в котором $2 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
15. Вычислите pH 0,1М раствора уксусной кислоты, константа диссоциации которой равна $1,754 \cdot 10^{-5}$.
16. Определите pH 0,74% раствора гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, считая диссоциацию полной. Плотность раствора 1000 кг/м^3 .

Практическая работа №7. Эквивалент. Вычисление эквивалентов простых и сложных веществ

Эквивалентом элемента называют количество вещества, выраженное в молях, которое соединяется с одним молем атомов водорода или замещает то же количество

атомов водорода в химических реакциях. Например, в молекулах HCl и NaCl 1 моль атомов водорода (1,0097 г) эквивалентен 1 моль атомов натрия (22,9897 г).

Эквивалентной массой называют массу одного эквивалента вещества, выраженную в граммах на моль (г/моль). Например, эквивалентная масса кислорода составляет 8 г/моль.

Эквивалентная масса элемента равна молекулярной массе элемента, деленной на его валентность в этом соединении.

Эквивалентная масса кислоты равна частному от деления молярной массы кислоты на ее основность.

Эквивалентная масса гидроксида (основания) равна частному от деления его молярной массы на валентность металла.

Эквивалентная масса соли равна частному от деления ее молярной массы на произведение числа ионов металла и его валентности.

Пример 1.

Вычислите эквивалентную массу серы в соединении, содержащем 5,92% водорода и 94,08% серы.

Решение.

Составим пропорцию: 5,92 г водорода приходится на 94,08 г серы

1 г/моль водорода приходится на Э г/моль серы

Решая пропорцию, получаем эквивалентную массу серы равной 16 г/моль.

Пример 2.

Определите эквивалентные массы следующих соединений: H_3PO_4 ; H_2SO_4 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; Na_2CO_3 .

Решение.

$E_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 98/3 = 32,7$ г/моль; $E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98/2 = 49$ г/моль; $E_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 74/2 = 37$ г/моль;
 $E_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 342/6 = 57$ г/моль; $E_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106/2 = 53$ г/моль.

Вопросы и задания

1. Всегда ли эквивалент химического элемента является постоянной величиной?
2. От чего зависит эквивалент химического элемента?
3. Азот с кислородом образует пять разных оксидов. Эквивалент какого элемента остается постоянным? Ответ обоснуйте.
4. Определите эквивалент серы в ее оксидах, содержащих 40 и 50% серы.
5. массовая доля металла в хлориде составляет 36%. Определите эквивалент металла.

6. Определите валентность золота в соединении, содержащем 64,9% золота и 35,1% хлора.
7. определите валентность азота в оксиде, содержащем 63,63% азота.
8. Определите эквивалент металла в следующих соединениях: Mn_2O_7 ; $Mg_2P_2O_7$; CrO_3 ; $Ba(OH)_2$; $Ca_3(PO_4)_2$.
9. Определите эквивалентные массы следующих кислот и оснований: H_2SiO_3 ; HBr ; H_3BO_3 ; HPO_2 ; H_3CrO_3 ; HNO_3 ; H_2S ; H_2CO_3 ; HF ; $H_2Cr_2O_7$ /
10. Определите эквивалентные массы следующих солей: $PbSO_4$; $Ba(NO_3)_2$; $FeCl_3$; Ag_2SO_4 ; $KMnO_4$; Na_2SO_3 ; CaS ; CaF_2 ; $Mg_3(PO_4)_2$; $AlBr_3$.

Практическая работа №8. Эбуллио- и криоскопия

Повышение температуры кипения одномолярного раствора называется *эбуллиоскопической константой растворителя $E_{кип}$* .

$\Delta t_{кип} = E_{кип} \cdot m \cdot 1000 / (M \cdot m_1)$, где $\Delta t_{кип}$ – разность температур кипения раствора и чистого растворителя; $E_{кип}$ – эбуллиоскопическая константа; m – масса растворенного вещества; M –молярная масса растворенного вещества; m_1 – масса растворителя, 1000 – коэффициент пересчета кг в г.

Понижение температуры замерзания - *криоскопической константой растворителя $K_{кр}$* .

$\Delta t_{зам} = K_{зам} \cdot m \cdot 1000 / (M \cdot m_1)$, где $\Delta t_{зам}$ – разность температур замерзания чистого растворителя и раствора; $K_{зам}$ – криоскопическая константа; m – масса растворенного вещества; M –молярная масса растворенного вещества; m_1 – масса растворителя, 1000-коэффициент пересчета кг в г.

Константы приведены в таблице 5.6 Приложения.

Пример 1.

Определите температуру кипения раствора, содержащего 1,84 г нитробензола $C_6H_5NO_2$ в 10 г бензола. Эбуллиоскопическая константа бензола 2,53. Температура кипения чистого бензола $80,2^\circ C$.

Решение.

Подставляем данные условия в формулу:

$$\Delta t_{кип} = E_{кип} \cdot m \cdot 1000 / (M \cdot m_1) = 2,53 \cdot 1,84 \cdot 1000 / (123 \cdot 10) = 3,8^\circ C.$$

Температура кипения раствора: $t_{кип} = 80,2 + 3,8 = 84,0$

Пример 2.

4 г вещества растворены в 110 г этилового спирта. Раствор кипит при $78,62^\circ\text{C}$. Определите относительную молекулярную массу вещества. Эбуллиоскопическая константа спирта 1,22. Температура кипения спирта $78,3^\circ\text{C}$.

Решение.

Определим повышение температуры кипения раствора.

$\Delta t_{\text{кип}} = 78,62 - 78,3 = 0,32^\circ\text{C}$. Вычислим молярную массу вещества, используя выражение:

$M = E_{\text{кип}} \cdot m \cdot 1000 / (\Delta t_{\text{кип}} \cdot m_1) = 1,22 \cdot 4 \cdot 1000 / (0,32 \cdot 110) = 138 \text{ г/моль}$. Относительная молекулярная масса вещества равна 138 г/моль.

Вопросы и задания.

1. Раствор, содержащий 57 г сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в 500 г воды кипит при $100,72^\circ\text{C}$. Определите эбуллиоскопическую константу воды.
2. Раствор, содержащий 4,6 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ в 71 г ацетона, кипит при $56,73^\circ\text{C}$. Определите эбуллиоскопическую константу ацетона, если температура кипения ацетона 56°C .
3. Вычислите температуру кипения раствора, содержащего 2 г нафталина C_{10}H_8 в 20 г эфира, если температура кипения эфира $35,6^\circ\text{C}$, а его эбуллиоскопическая константа 2,16.
4. 4 г вещества растворены в 100 г воды. Полученный раствор замерзает при $-0,93^\circ\text{C}$. Определите молекулярную массу растворенного вещества.
5. Определите молекулярную массу бензойной кислоты, если 10% раствор ее в эфире кипит при $37,57^\circ\text{C}$. Температура кипения эфира $35,6^\circ\text{C}$, а его эбуллиоскопическая константа 2,16.
6. Температура замерзания уксусной кислоты 17°C , криоскопическая константа 3,9. Определите температуру замерзания раствора, содержащего 0,1 моль растворенного вещества в 500 г уксусной кислоты.
7. Раствор, содержащий 2,175 г растворенного вещества в 56,25 г воды, замерзает при $-1,2^\circ\text{C}$. Определите относительную молекулярную массу растворенного вещества.
8. При какой температуре кипит раствор, содержащий 90 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в 1000 г воды?
9. водный раствор сахара замерзает при $-1,1^\circ\text{C}$. Определите массовую долю (в %) сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в растворе.

10. В какой массе воды следует растворить 46 г глицерина $C_3H_8O_3$, чтобы получить раствор с температурой кипения $100,104^\circ C$?
11. Сколько граммов этиленгликоля $C_2H_4(OH)_2$ потребуется прибавить на каждый килограмм воды для приготовления антифриза с точкой замерзания $-9,3^\circ C$?
12. При какой температуре замерзает 4% раствор этилового спирта в воде?
13. Определите массовую долю (в %) сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ в водном растворе, если раствор закипает при $100,04^\circ C$.
14. Какой из растворов будет замерзать при более низкой температуре: 10% раствор глюкозы $C_6H_{12}O_6$ или 10% раствор сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$?
15. 1,6 г вещества растворены в 250 г воды. Замерзает раствор при $-0,2^\circ C$. Вычислите относительную молекулярную массу растворенного вещества.