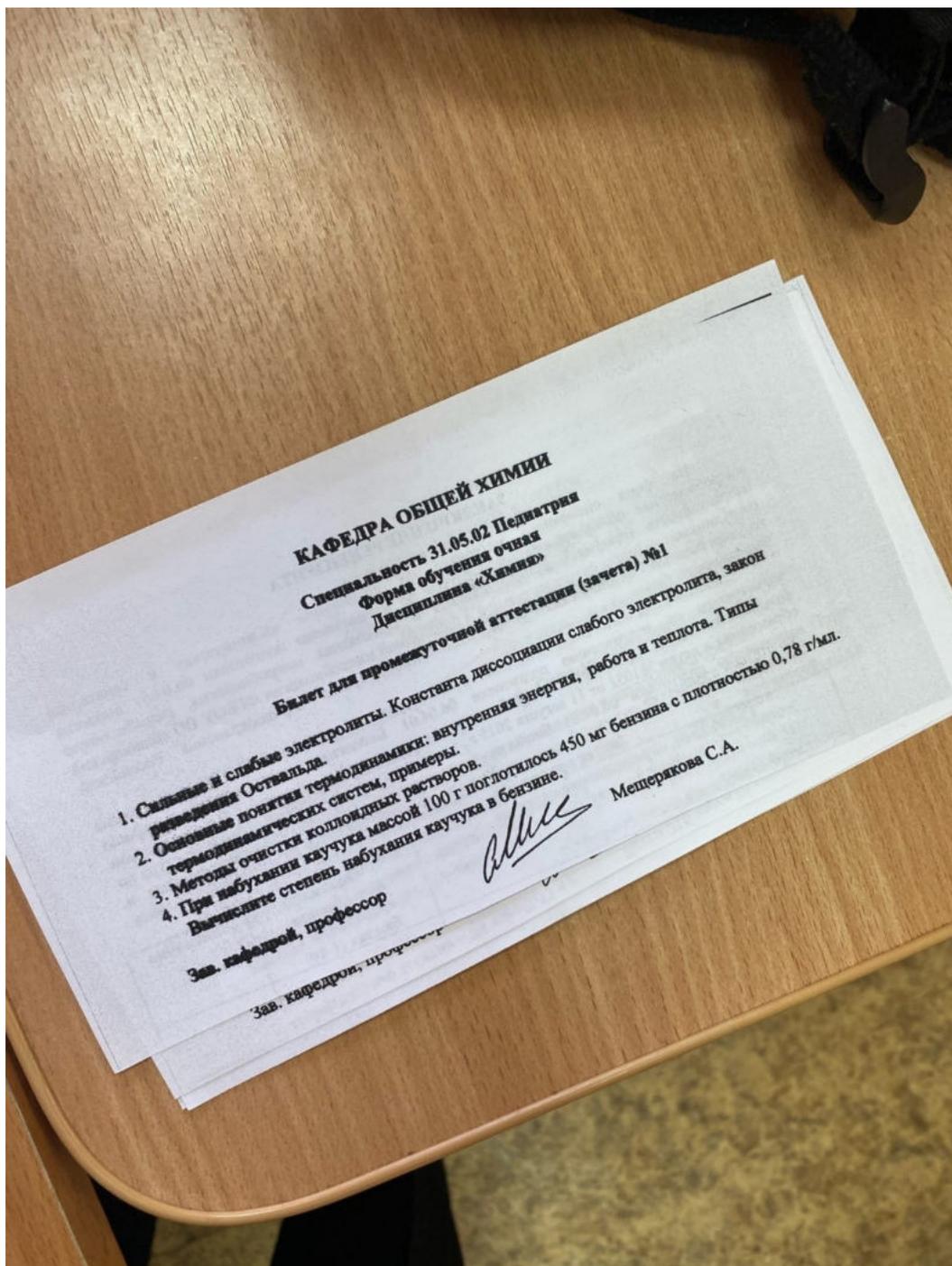


Дифзачет по химии, 1 курс

Ответы по задачам в конце

1 билет



Билет I

- ① Электролиты, которые практически полностью диссоциируют на ионы (ионизируются), называются **сильными**, а электролиты, которые не полностью ионизируются, - **слабыми**.

Сильные: $H_2SO_4, HCl, HBr, HI, HNO_3, NaOH, KOH, Ba(OH)_2$ + соли

Слабые: $H_2S, HCN, H_2CO_3, H_2SO_3, HClO, H_2O, H_3BO_3, Hg_2Cl_2, Fe(SCN)_3$ + орган. к-т.

Наиболее точно электрическую диссоциацию как равновесный обратимый процесс можно охарактеризовать константой диссоциации, от которой закон действия масс.

Закон разведения Оствальда (1888):

$$\alpha = \frac{c \lambda^0}{\lambda_0 (\lambda_0 - \lambda)}$$

Степень диссоциации слабого электролита возрастает с разбавлением раствора.

- ② Осн. понятия термодинамики: внутр. энергия, работа и теплота. Теплоты

Термодинамика - наука о зависимости направления и пределов превращения веществ от условий, в которых эти вещества находятся

Позволяет также рассчитать превращения энергии в биологических реакциях и предсказать их направление

Внутр. энергия - термодинамическая функция составной системы ее энергия, опр-мая внутр-ним составлением (u)

(3)

Теплота - неупорядоченная форма передачи энергии (Q)

Работа - упорядоченная форма передачи энергии (W)

Типы

- **изолированная** $\Delta E = 0, \Delta m = 0$
система не обмен со средой ни в-твом, ни энергией.
Пример: жидк. энерг. идущая в термостате, утрат. - E сам не погратит, в-твом не подл.

- **закрытая** $\Delta m \neq 0, \Delta E \neq 0$
сист., не обмен со средой в-твом, но обмен энергией.
Пример: герметический сосуд, в котором протекает та или иная жидк. реак

- **открытая** $m \neq 0, E \neq 0$
сист., обмен со средой как в-твом, так и энергией.
Пример: жив. клетка

- **гомогенная** - отсут резкие измен. физик. техк и химик. -х св-тв при переходе от одной области системы к другой.
Пример: плазма крови - н-р различнок биогенных в-тв.

(4)

- **гетерогенная** - сост из 2-х или более гомогенных частей
Пример: плазма с клетками - эритроцитами и лейкоцитами.

③ Методы очистки каппод. р-ров

- **диализ** - удаление с помощью мембран низкомолекулярных соединений из капподных рас-р. и р-ров ВМС. Ч/з мембрану проходят микромолекулы в растворитель, а капподные частицы и макромолекулы задерживаются. Мембраны: тефл. пузырь р-ов, целлофан, желатин.
- **фильтрация** - каппод. частицы проходят ч/з поры обычных фильтров. Для очистки каппод. р-ров от примесей грубодисперсных частиц.
- **электродиализ** - для увеличения скорости диализа низкомолекулярных электролитов. Ускоряет очистку каппод. р-ров.
- **каплексионный диализ** - когда нужно освободить капподной р-р лишь от части низкомолекулярных примесей. Тогда рас-т-ль задерживает на раст-ль низкомолекулярных в-ств.
- **ультрафильтрация** - продвигание разделения смеси ч/з фильтр с порами, пропускающими только молекулы и ионы низкомолекулярных в-ств. Диализ под давлением, витамин. Освет. H₂O, ферментов, витаминов.

④ Дано: каучук

$\pi_0 = 100 \text{ г (кауч.)}$

$\pi = 450 \text{ мл (бенз.)}$

$\rho = 0,78 \text{ г/мл (бенз.)}^*$

Решение

$$\alpha = \frac{m - m_0}{m_0}$$

масса исходного кабух-меша полимера

$\alpha - ?$

$$T_E = V$$

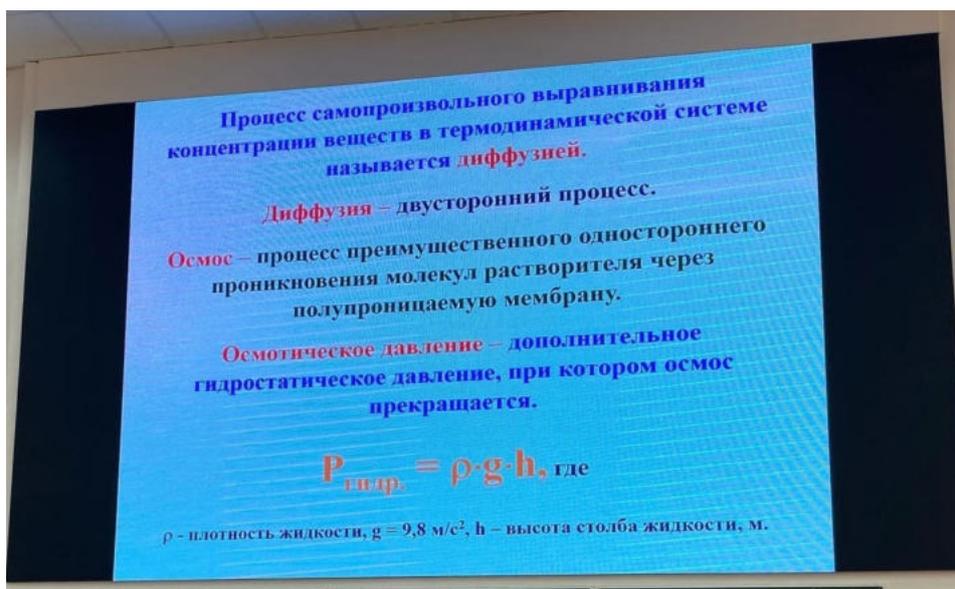
$$p = T - T_n$$

$$T(x_n) = 450 \cdot 0,78 = 351,2$$

$$\alpha = \frac{m_1}{m_0}$$

$$\alpha = \frac{351}{100} = 3,51$$

2 билет

1 вопрос

Для разбавленных растворов неэлектролитов зависимость осмотического давления от температуры и концентрации выражается уравнением Вант-Гоффа (закон Вант-Гоффа)

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

$C_m = n_B/V_{\text{р-ра}}$ (молярная концентрация неэлектролита, моль/л)
 $R = 8,31$ Дж/моль·К (газовая постоянная)
 T – температура по Кельвину ($T = 273 + t^{\circ}\text{C}$)
 $P_{\text{осм}}$ – измеряется в кПа

Будем считать под р-ра

Для применения законов Рауля и Вант-Гоффа к электролитам было предложено использовать **изотонический коэффициент (i)**. (Вант-Гофф)

Изотонические растворы – растворы, имеющие равные осмотические давления.

Гипертонический раствор – имеет большее осмотическое давление по сравнению с другим раствором.

Гипотонический раствор – имеет меньшее осмотическое давление, по сравнению с другим раствором.

По Вант-Гоффу (причем $i > 1$):

$$i = \frac{\Delta T_{\text{зам. (пр)}}}{\Delta T_{\text{зам. (теор)}}} = \frac{\Delta T_{\text{кип. (пр)}}}{\Delta T_{\text{кип. (теор)}}} = \frac{P_{\text{осм. (пр)}}}{P_{\text{осм. (теор)}}$$

Лизис, плазмолиз.

Если растительная клетка попадает в среду раствора с повышенной концентрацией солей и др. растворимых веществ, то это приводит к осмосу, при котором вода диффундирует из клетки к раствору. При этой протоплазма отслаивается от оболочки, клетка сморщивается, а все

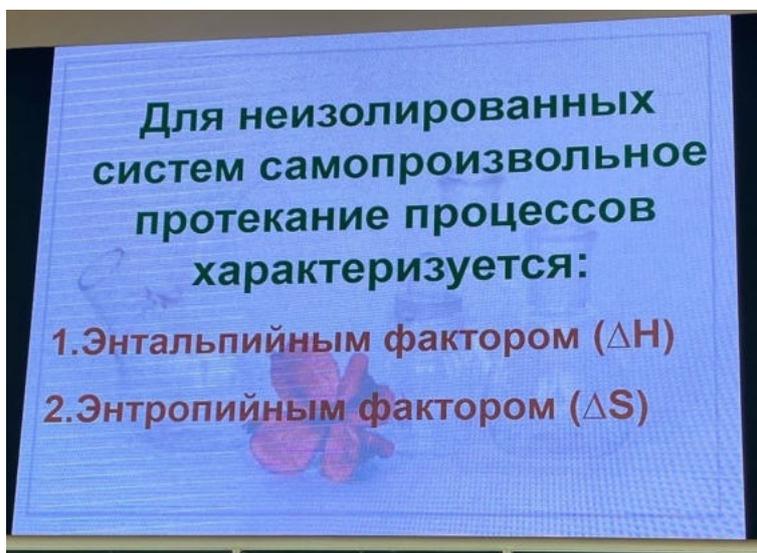
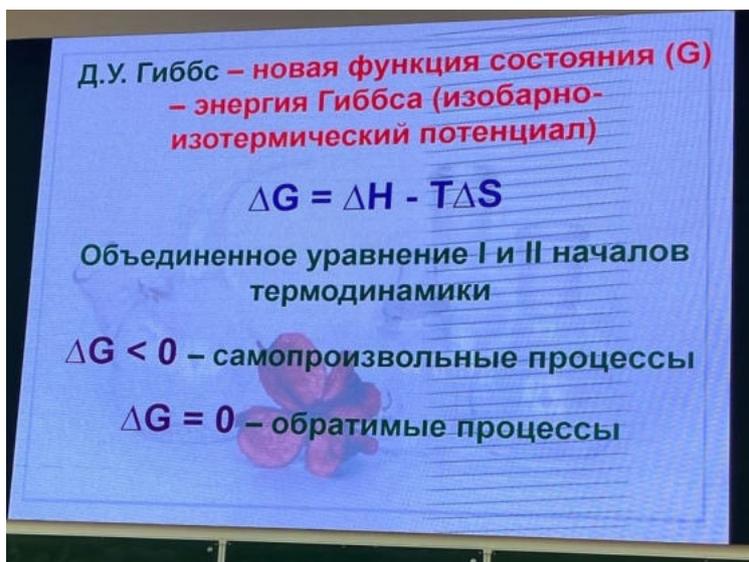
растения теряет тургор и устойчивость. Это явление называют Плазмолизом.

При погружении плазмолизированных клеток в воду, протоплазма вновь набухает, растение восстанавливает тургор и первоначальный вид. Происходит Деплазмолиз, который можно видеть помещая цветы в воду которые начинают увядать.

Лизис – разрушение животных и растительных клеток под влиянием различных причин, чаще всего разницы осмотических давлений по обе стороны полупроницаемой оболочки клетки. Лизис лежит в основе целого ряда физиологических процессов, происходящих в организме человека (усвоение пищи, окислительные процессы, связанные с дыханием, распределение питательных веществ, выделение продуктов жизнедеятельности (мочи, кала))

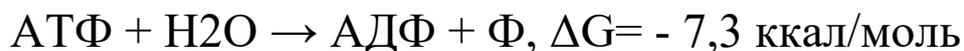
2 вопрос

Самопроизвольное протекание изобарно-изотермического процесса определяется двумя факторами: энтальпийным, связанным с уменьшением энтальпии системы (ΔH), и энтропийным $T \Delta S$, обусловленным увеличением беспорядка в системе вследствие роста ее энтропии. Разность этих термодинамических факторов является функцией состояния системы, называемой изобарно-изотермическим потенциалом или свободной энергией Гиббса (G , кДж):



Примеры экзергонических и эндергонических процессов, протекающих в организме. Принцип энергетического сопряжения

Экзергонические реакции – $G < 0$ и системой совершается работа (гидролиз АТФ):



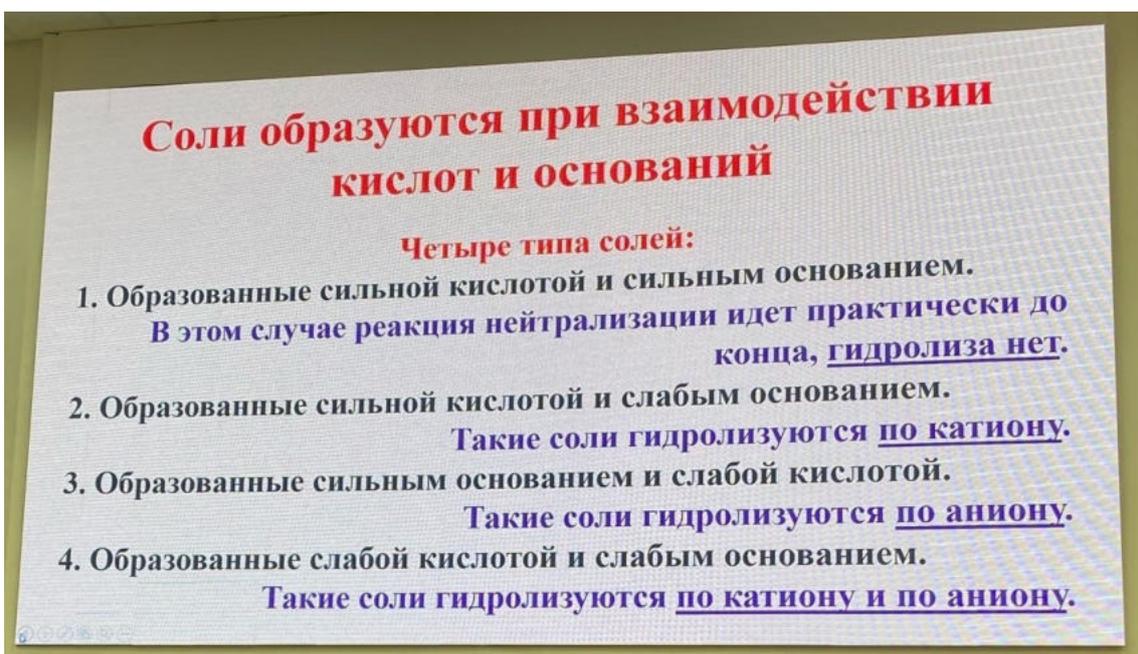
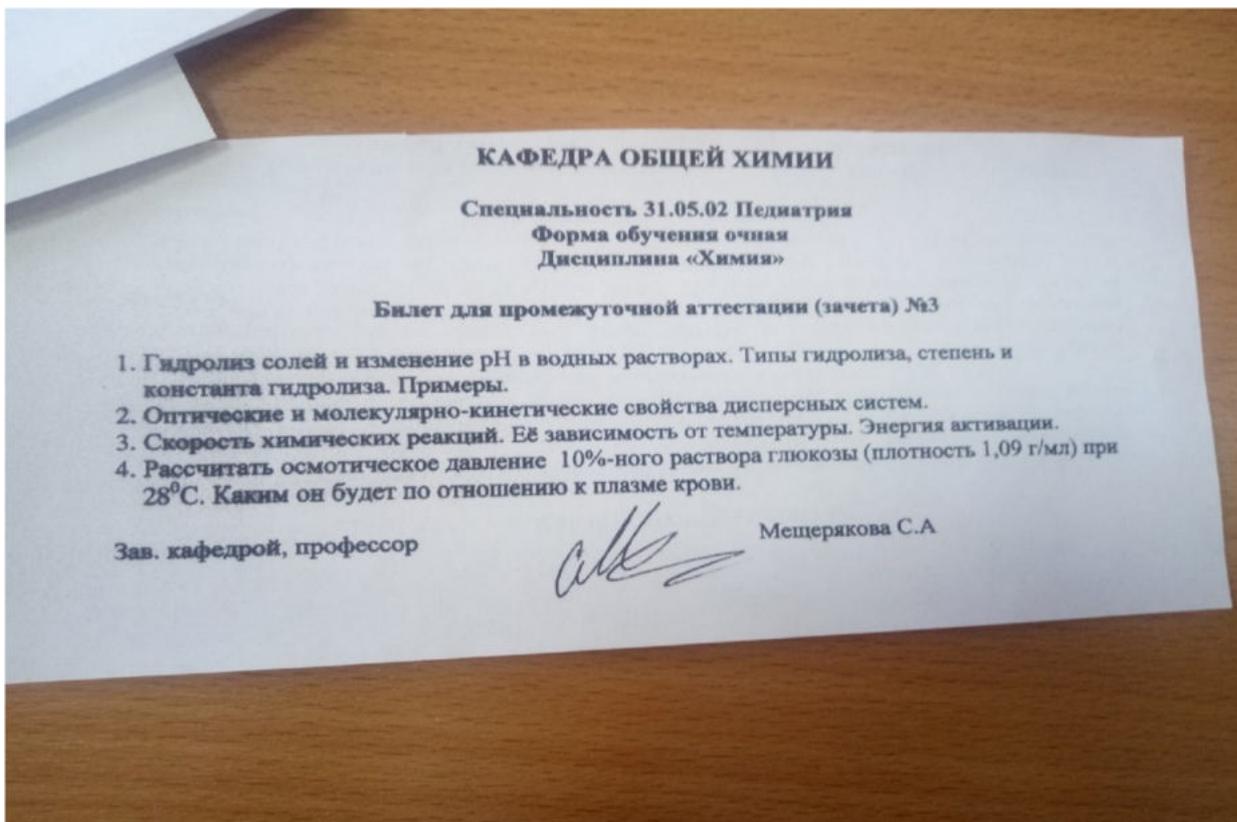
Эндергонические реакции – $G > 0$ и над системой совершается работа (фосфорилирование глюкозы):



Методы очистки коллоидных растворов

При любом способе получения коллоидные растворы оказываются загрязненными примесями истинно растворенных веществ (примеси в исходных материалах, избыток стабилизаторов, продукты химической конденсации).

Примеси электролитов сильно понижают устойчивость зольей. Поэтому после получения их очищают. Очистка производится методами диализа, электродиализа, ультрафильтрации. Указанные методы основаны на применении полупроницаемых мембран, легко пропускающих молекулы и ионы и задерживающих коллоидные частицы



1. Гидролиз солей по катиону

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{осн}}}; \quad h = \sqrt{\frac{K_{\text{гидр}}}{C_{\text{соли}}}};$$

$$pH = 7 - 0,5pK_{\text{осн}} - 0,5lgC_{\text{соли}}$$

2. Гидролиз солей по аниону

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл}}}; \quad h = \sqrt{\frac{K_{\text{гидр}}}{C_{\text{соли}}}};$$

$$pH = 7 + 0,5pK_{\text{кисл}} + 0,5lgC_{\text{соли}}$$

3. Гидролиз солей по катиону и по аниону

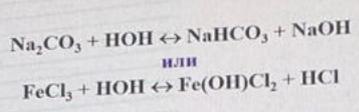
$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл}} \cdot K_{\text{осн}}};$$

$$h = \sqrt{K_{\text{гидр}}};$$

$$pH = 7 - 0,5pK_{\text{осн}} + 0,5pK_{\text{кисл}}$$

Для солей, образованных слабыми 2-х или многоосновными кислотами или солей многозарядных металлов, рассматривают только гидролиз по 1 ступени.

Например:



В расчетах берут последние $K_{\text{дисс}}$ кислот и оснований, т.к. гидролиз солей и диссоциация слабых электролитов процессы взаимнообратимые.

Степень гидролиза – отношение количества гидролизованной соли к ее общему количеству.

$$h = \frac{n_{\text{гидр}}}{n_0} = \frac{C_{\text{гидр}}}{C_0}$$

Степень гидролиза зависит:

- 1) От природы слабого основания или кислоты. Чем они слабее, тем больше степень гидролиза.
- 2) От концентрации соли. Чем меньше концентрация, тем больше степень гидролиза.
- 3) От температуры раствора. Реакция гидролиза эндотермическая, поэтому с повышением температуры степень гидролиза растет.

Константа гидролиза

$K_{\text{г}}$ характеризует способность соли подвергаться гидролизу: чем больше константа гидролиза, тем сильнее протекает гидролиз.

Для соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием:

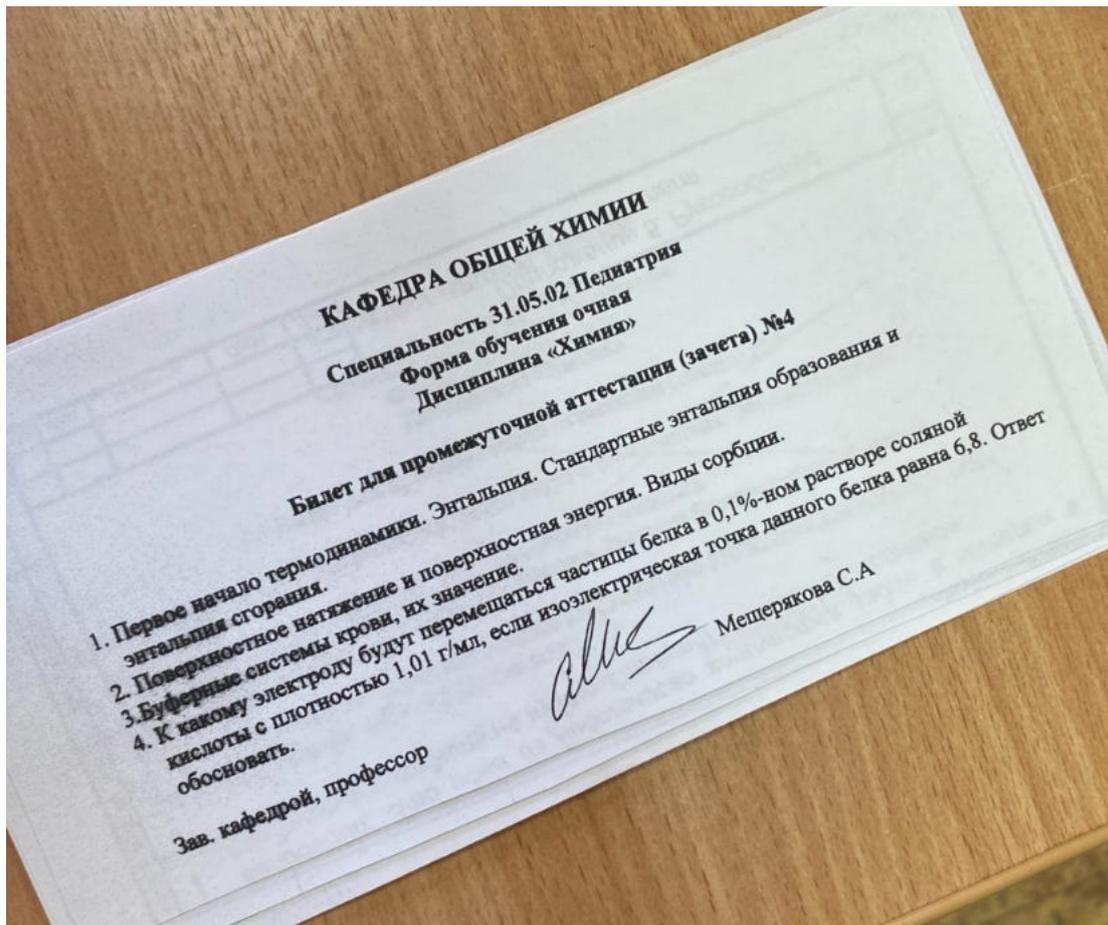
$$K_{\text{г}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кислоты}}}$$

Для соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием:

$$K_{\text{г}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{основания}}}$$

Для соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием,

$$K_{\text{г}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{основания}} \cdot K_{\text{кислоты}}}$$



1. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования и энтальпия сгорания.

I начало (закон) термодинамики

(Р. Майер, Д. Джоуль, Г.Л. Гельмгольц)

Это закон сохранения энергии

1. Энергия не создается и не уничтожается.

Возможен лишь переход из одного вида в другой - в строго эквивалентных количествах

2. Внутренняя энергия изолированной системы есть величина постоянная

3. Невозможно создать вечный двигатель, который совершал бы работу без затраты энергий

Энтальпия - это определенное свойство вещества, оно является мерой энергии, накапливаемой веществом при его образовании.

Величина, характеризующая теплосодержание - H

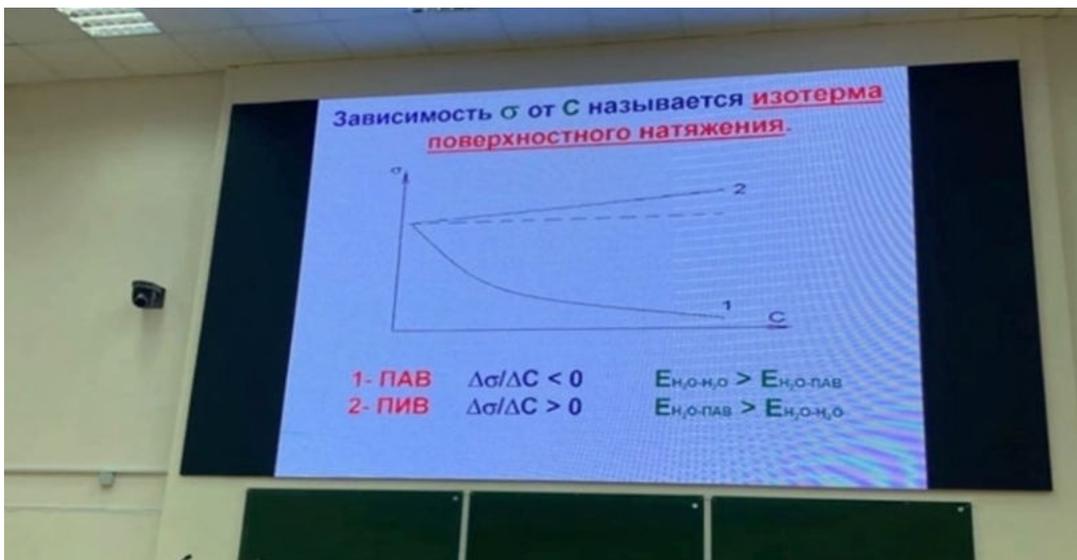
Стандартная энтальпия образования вещества ΔH° - это стандартная энтальпия химической реакции образования вещества из элементов.

Стандартная энтальпия сгорания вещества ΔH° - это стандартная энтальпия полного окисления органического вещества, о CO_2 и H_2O

2. Поверхности натяжение и поверхностная энергия.

Виды сорбции.





Поверхностная энергия

Поверхностная энергия (G_s) зависит от величины поверхностного натяжения (σ) и площади поверхности (S).

Эта зависимость выражается уравнением:

$$G_s = \sigma S$$

где,

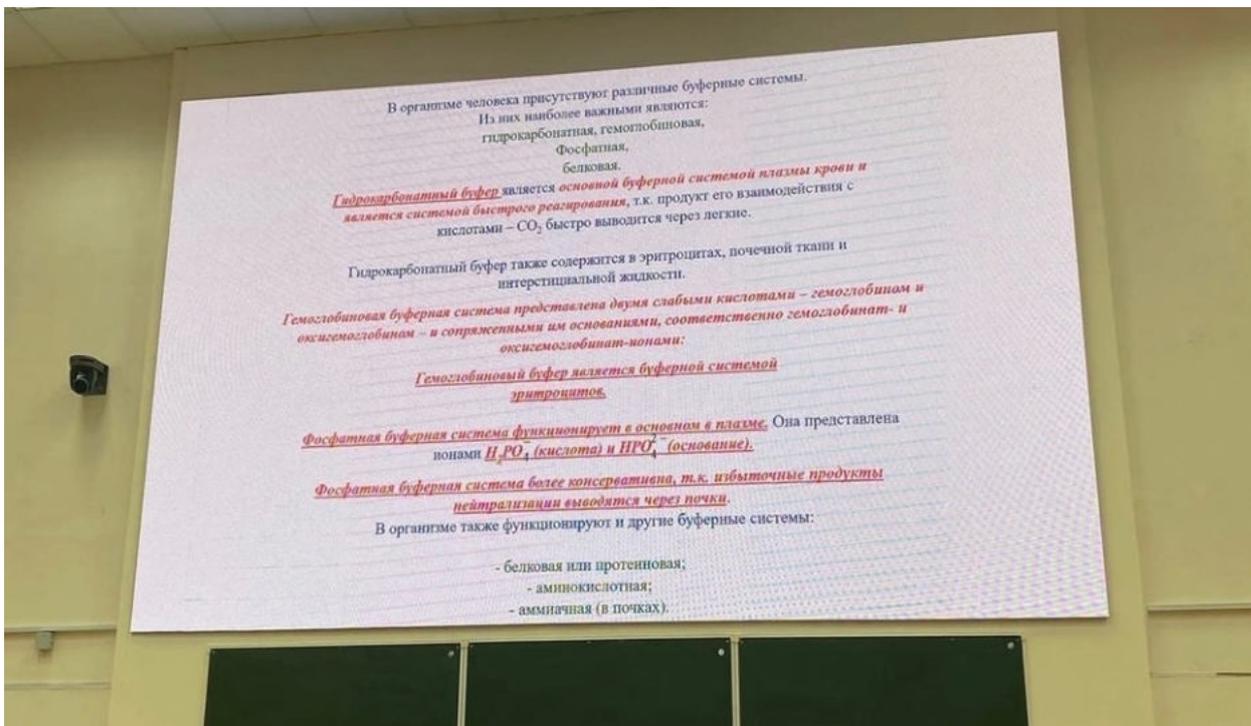
G_s - [Дж (н м)],

σ - [н м⁻¹],

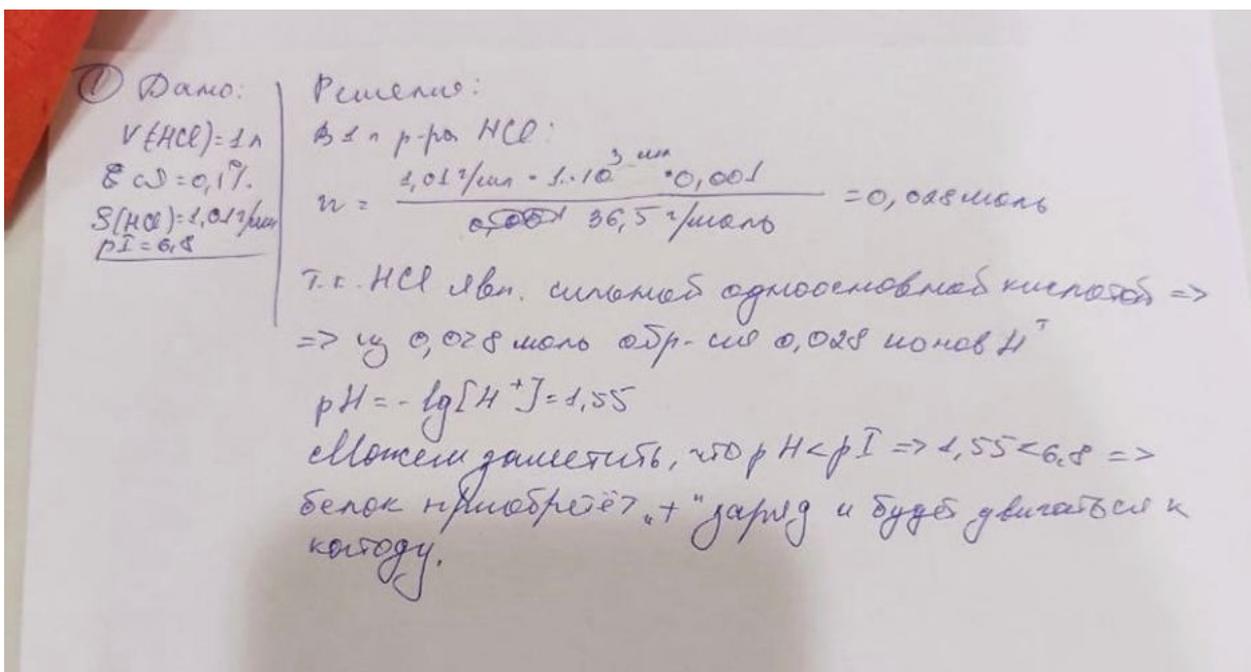
S - [м²].



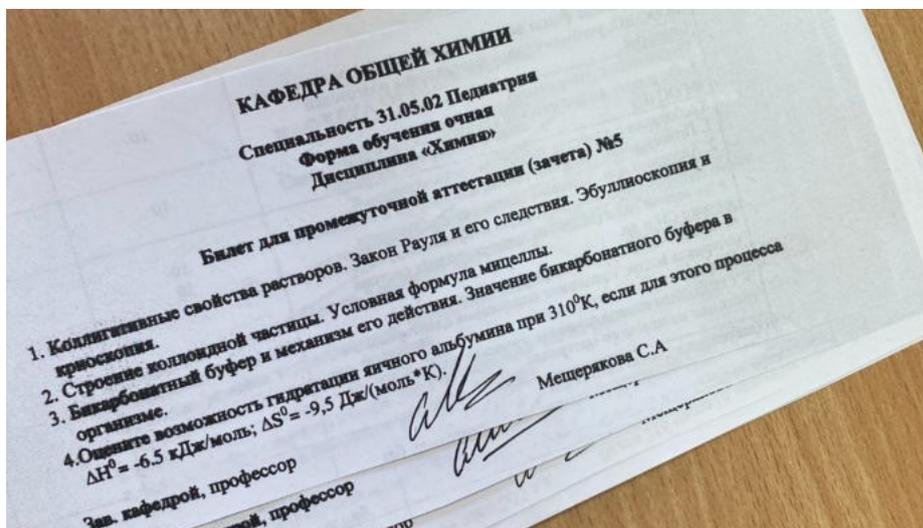
3. Буферные системы крови, их значение



4. Задача



5 билет



Из. $\Delta T = K \cdot C_m$ K константа

$$C_m = \frac{P_B}{m \cdot r_{\text{ителл}}} \text{ [моль/кг]}$$

Эбуллиоскопическая конст.

$$K_E = \frac{\Delta t_{\text{кип}} \cdot M \cdot L}{1000 \cdot m}$$

Эбуллиоскопия - метод определения молекулярной массы по повышению точки кипения р-ра

Криоскопическая конст:

$$K_{кр} = \frac{\Delta t_{\text{зам}} \cdot M \cdot L}{1000 \cdot m}$$

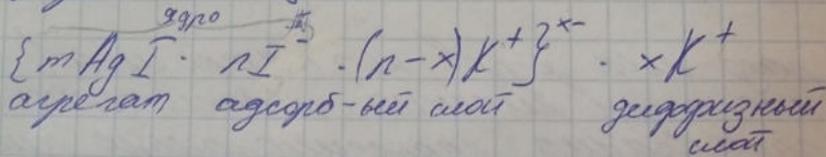
Криоскопия - метод определения молекулярной массы по понижению $t_{\text{зам}}$ замерзаний р-ра.

② Структ. каждой част. Усл. групп. ионизован

Структ.: сост из ионизован и интерионизованной жидкости

ДЭС сост из прочно связанных с поверхностью дисперсной фазы потоков ионов и эквивалентного количества противоионов зарядовых ионов - противоионов, находящихся в дисперсионной среде.

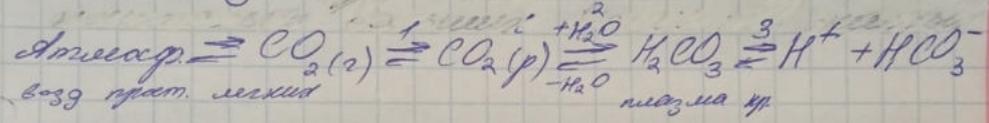
Форм. ионизован:



③ Бикарб. буфер. и механ. его дейст. Знаем, бикарб. буфера в организме

Бикарб. - слаб. к-та H_2CO_3 и слаб. осн-бикарбонат, точнее соли $NaHCO_3$ сост. из уголек. к-ты $H_2CO_3^*$ и осн HCO_3^-

Механизм:



При поступл. кисл-дождюв H^+ сдвиг(3) влево, т.к. HCO_3^- св-ют ионы H^+ в малек H_2CO_3 . И конц $H_2CO_3 \uparrow$, а конц $HCO_3^- \downarrow$. Потом сдвиг 2 сдвиг влево - распад H_2CO_3 и H^+ конц CO_2 . Тогда повыш. давл. CO_2 в легких.

При поступл. осн-ацеттово в H^+ сдвиг влево в обл. порядке.

④ Дано:

$T = 310^\circ K$

$\Delta H^\circ = -6,5 \frac{kJ}{моль} = -6500$

$\Delta S^\circ = -9,5 \frac{J}{моль \cdot K}$

$\Delta G^\circ = ?$

Решение:

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

$\Delta G^\circ = -6500 \text{ Дж/моль} - 310^\circ K \times$

$\times (-9,5 \text{ Дж/моль} \cdot K) =$

$= -6500 + 2945 = -3555 \text{ Дж/моль}$

Билет 5

1) Кашилат. св-ва р-ров. З Рауля и его след
Эбулоскопия и криоскопия.

Кашилат. св-ва-связанные друг с другом
поскольку, они обусловлены общ. свойствами
и зависят от числа р-решных
частиц.

З Рауля и его след:

~~давление пара р-ра: соот-го количеству
решных в-тв, прямо пропор-
ционально молярной доле раствор.~~

Из. Относительное понижение пара р-ра
над р-ром равно молярной доле
решного в-ва.

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_A$$

$$N_B = \frac{N_B}{N_A + N_B}$$

N_B - число молей

P_0 - давл. пара над чист.
р-рителем, ПА

P - давл. пара р-рителя
над р-ром, ПА

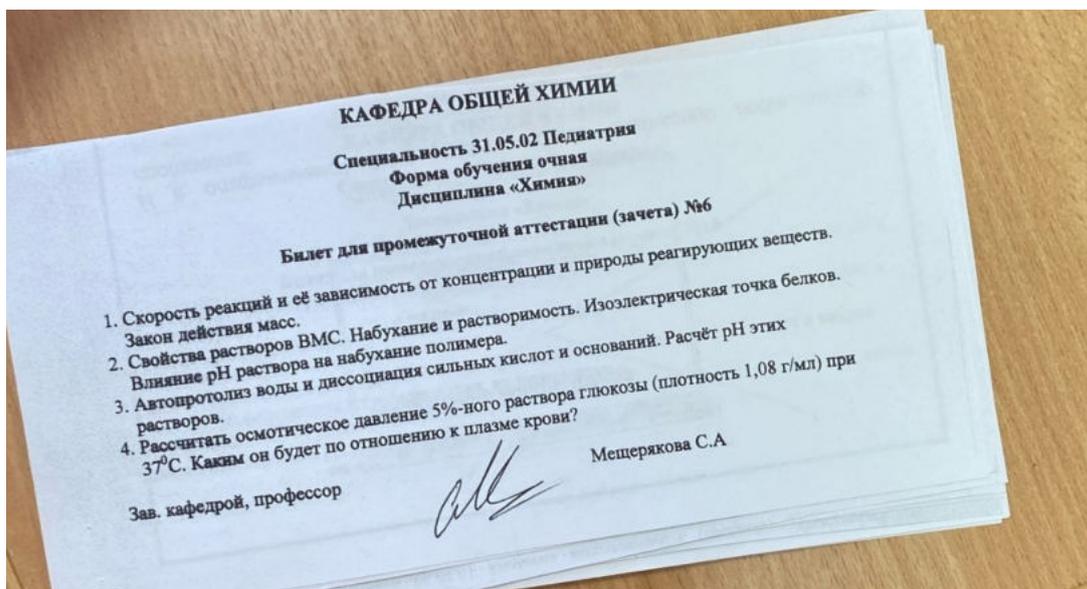
$P_0 - P$ - абсолют. пониж. давл.

$\frac{P_0 - P}{P}$ - относ. пониж. давл.

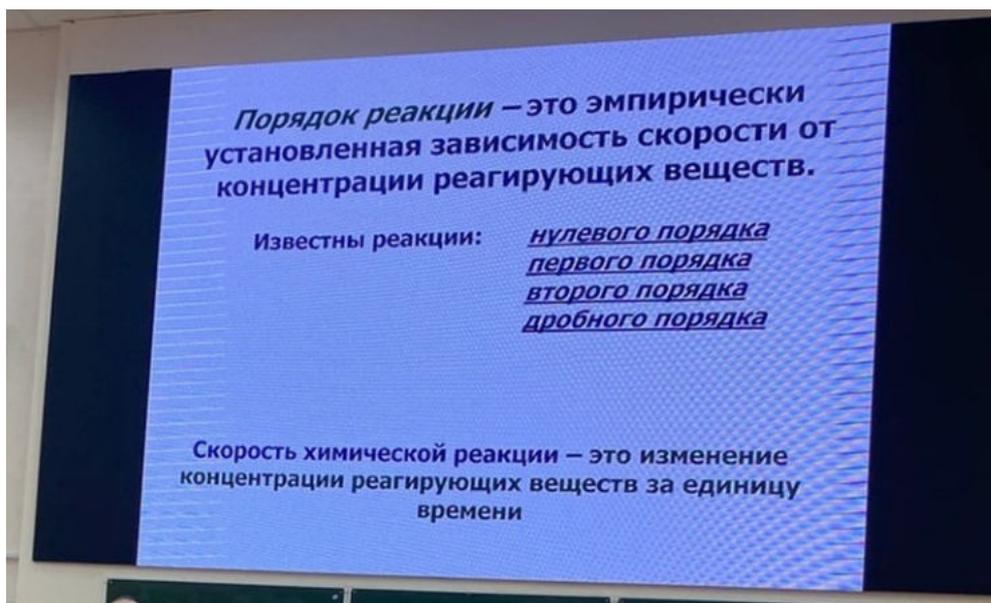
След. понижением давл-я наимень-го пара
р-рителя над р-ром являютя повыше-
ние t кипения и понижение t за-
мерзания р-ра по сравнению с чистым
р-рителем.

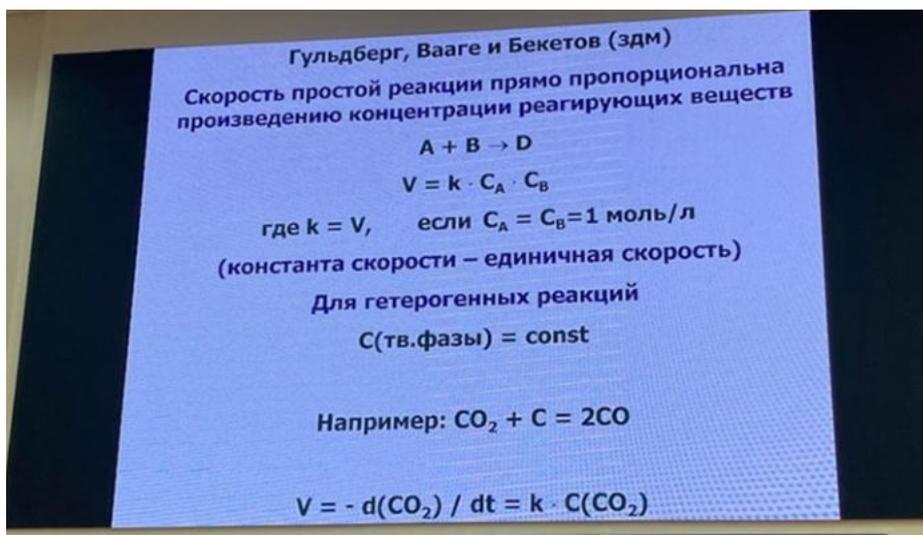
Для разб-ных р-ров неэлектролитов по-
вышение t -ры кипения и понижение t -
ры замерзания пропорционально числу
молей р-решного в-тв (См)

$$C_m = \frac{m_{\text{раств. в-ва}} \cdot 1000}{M_{\text{раств. в-ва}} \cdot m_{\text{р-рителя}}}$$



1 вопрос



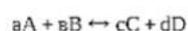


3.1 Закон действующих масс

Математическим выражением закона термодинамики для равновесия химических процессов (реакций) является **закон действующих масс**, устанавливающий связь между равновесными концентрациями или парциальными давлениями компонентов реакции. Действующими массами называются:

- парциальные равновесные давления реагентов (P_i);
- равновесные концентрации веществ (C_i);
- числа молей (n_i);
- мольные доли (X_i).

ЗДМ при равновесии отношение произведений концентраций конечных продуктов, взятых в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам, к такому же произведению концентраций исходных веществ обратимой реакции при данной температуре есть величина постоянная, называемая константой равновесия химической реакции (K).



$$K_c = \frac{C_D^d \cdot C_C^c}{C_A^a \cdot C_B^b}$$

2 вопрос

Свойства растворов ВМС

1. Набухание и растворение

Набухание – процесс проникновения растворителя в полимерное вещество, сопровождающееся увеличением объема и массы образца.

Количественная характеристика –
степень набухания

$$\alpha = \frac{m - m_0}{m_0} \quad \text{ИЛИ} \quad \alpha = \frac{V - V_0}{V_0}$$

Возникновение электрического заряда в состоянии, отличающемся от изоэлектрического, обуславливает электрофоретическую подвижность белков.

Направление движения макромолекул белков в электрическом поле (к катоду или к аноду) зависит от значения рН.

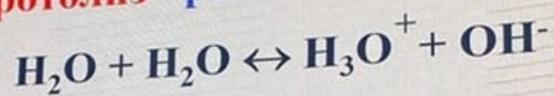
Белки, как и все амфолиты, имеют определенную величину изоэлектрической точки, которые определяют электрофоретическим методом.

Влияние рН среды на набухание особенно выражено для полиамфолитов.

Минимум на кривой зависимости степени набухания от рН соответствует изоэлектрической точке (точка электронейтральности белков).

Отек кожи при действии крапивы или выделений муравьев – пример влияния рН

Автопротолиз - реакция самоионизации



По закону действующих масс (ЗДМ)

$$k = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} \quad \text{или}$$

$$k_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

(константа автопротолиза или ионное произведение воды)

В чистой воде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ или
 $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{k_w} = 10^{-7}$ моль/л

В чистой воде или любом водном растворе при $t^\circ = \text{const}$
произведение концентрации H^+ и OH^- - ионов есть
величина постоянная (константа автопротолиза)

Если $[\text{H}^+] = 10^{-5}$, то $[\text{OH}^-] = 10^{-14}/10^{-5} = 10^{-9}$ моль/л

Водородный показатель: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$

Гидроксильный показатель: $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$

Из $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$; $\lg[\text{H}^+] + \lg[\text{OH}^-] = -14$

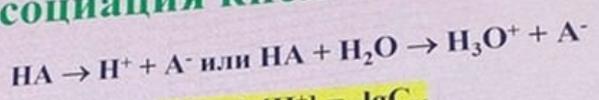
$\text{pH} + \text{pOH} = 14$, где $\text{p}K(\text{H}_2\text{O}) = -\lg K(\text{H}_2\text{O}) = 14$

Среда нейтральная, если $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ или $\text{pH} = 7$

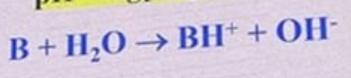
Среда кислая, если $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ или $\text{pH} < 7$

Среда щелочная, если $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ или $\text{pH} > 7$

Диссоциация кислот и оснований



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



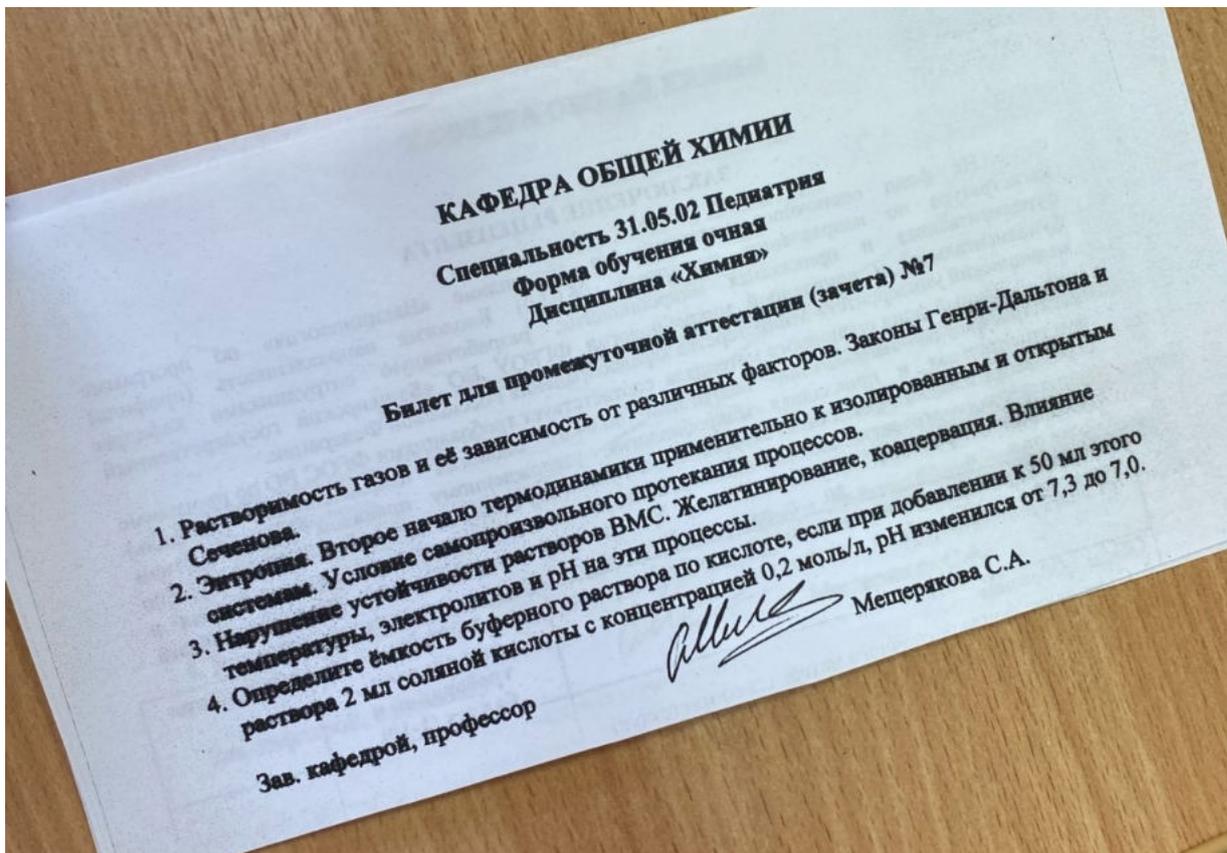
$$[OH^-] = C_{NaOH} \quad pOH = -\lg[OH^-] = -\lg C_{NaOH}$$

$$pH + pOH = 14; \quad pH = 14 - pOH = 14 + \lg C_{осн}$$

Уравнение буферной системы – уравнение, выражающее зависимость pH буферного раствора от состава буферной системы.

$$pH = pK_a + \lg \frac{C_{\text{сопряж. основание}}}{C_{\text{кислоты}}} \quad (1)$$

$$pH = 14 - pK_b - \lg \frac{C_{\text{основание}}}{C_{\text{сопряж. кисл.}}} \quad (2)$$



1 вопрос

Известно, что всякий газ, приведенный в соприкосновение с жидкостью, будет в ней растворяться. По закону Генри растворимость в жидкостях прямо пропорциональна при данной температуре давлению (при отсутствии химического взаимодействия). Если в жидкости (воде, крови и т.д.) растворяется одновременно несколько газов, то растворение каждого из них происходит независимо друг от друга пропорционально величине его парциального давления в данной газовой среде. Следовательно, растворение газа в жидкости зависит от величины давления газа над жидкостью. Оно будет происходить до тех пор, пока давление газа в жидкости не станет равным его давлению над жидкостью. Кроме того, количество растворенного в жидкости газа и коэффициент растворимости зависят от химической природы газа и его температуры. Коэффициентом растворимости называется количество газа (см³), измеренного при 0 °С и 760 мм рт.ст., которое может раствориться в 1 см³(1 мл) жидкости при данной температуре.

Растворимость газов зависит также от вида растворителя. Так, например, установлено, что один и тот же газ по-разному растворяется в воде и в масле. Отношение количества газа, растворенного в масле, по отношению к его количеству, растворенному в воде, называется коэффициентом распределения, жирно-водным коэффициентом или по фамилиям авторов установления этой закономерности - овертон-мейеровским коэффициентом. Значение коэффициентов растворимости различных газов и коэффициентов распределения позволяет ориентировочно узнать, как тот или иной газ может раствориться в различных тканях организма человека, находящегося в условиях повышенного давления газовой среды. Растворение газов в жидкостях почти всегда сопровождается выделением теплоты. Поэтому растворимость газов с повышением температуры согласно принципу Ле Шателье понижается.

Генри-Дальтона закон относится к растворимости газов в жидкости в зависимости от упругости этого газа, производящего давление на жидкость. При некотором определенном давлении и постоянной температуре растворяется в жидкости определенное количество газа, зависящее также и от свойств жидкости. При увеличении или уменьшении давления газовой атмосферы на жидкость с сохранением той же температуры увеличивается или уменьшается в таком же отношении количество растворенного газа. Эта зависимость и называется законом Г.-Дальтона;

$$c_{(X)} = K_{r(X)} \times P_{(X)}$$

где c – концентрация газа в насыщенном растворе, моль/л; $P_{(X)}$ – давление газа X над раствором, Па;

$K_{r(X)}$ – постоянная Генри для газа X, моль·л⁻¹ × Па⁻¹ (константа растворимости газа)

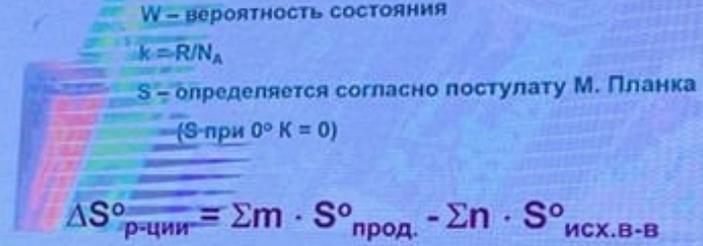
Изучая растворимость газов в жидкостях в присутствии электролитов, русский врач-физиолог И. М. Сеченов (1829—1905) установил следующую закономерность (**закон Сеченова**): растворимость газов в жидкостях в присутствии электролитов понижается; происходит высаливание газа! Одной из причин уменьшения растворимости газа в присутствии электролита является гидратация ионов электролитов молекулами растворителя, в результате уменьшается число свободных молекул растворителя, т.е. его растворяющая способность.

2 вопрос

Новая термодинамическая функция состояния – энтропия (S).
Она характеризует степень неупорядоченности материи.

$$S = k \cdot \ln W \text{ (Больцман)}$$

W – вероятность состояния
 $k = R/N_A$
S – определяется согласно постулату М. Планка
(S при $0^\circ K = 0$)

$$\Delta S_{\text{р-ции}}^\circ = \sum m \cdot S_{\text{прод.}}^\circ - \sum n \cdot S_{\text{исх.в-в}}^\circ$$


II начало (закон) термодинамики

1. Невозможен самопроизвольный переход тепла от тела менее нагретого к телу более нагретому.
2. Невозможно превратить в работу теплоту какого-либо тела, не производя никакого другого действия, кроме охлаждения этого тела.
3. Невозможно создать такую машину, единственным результатом действия которой было бы получение работы за счет теплоты окружающей среды.



$\Delta S_{\text{обр}} = Q_{\text{обр}} / T$

или в общем виде

$\Delta S \geq Q / T,$

т.е. $\Delta S \geq 0$

Самопроизвольно идут процессы когда $\Delta S > 0$

В обратимых процессах $\Delta S = 0$

Все это справедливо для изолированных систем!

Но! Организм – открытая система!

3 вопрос

4. Нарушение устойчивости растворов ВМС



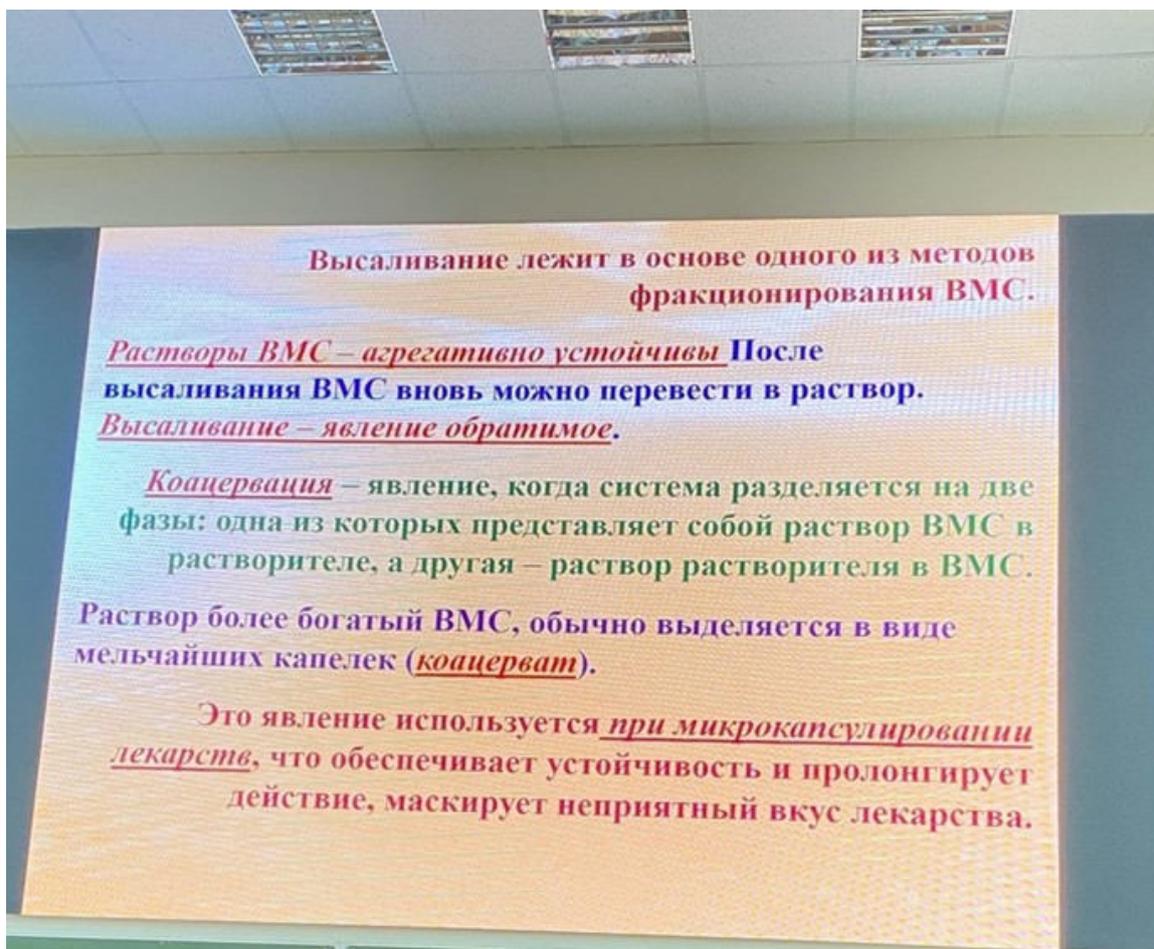
Застуднение – явление образования студней.
Причина – ограниченное набухание ВМС или частичное испарение растворителя из раствора ВМС.

Холодец

Высаливание – выделение ВМС из раствора при введении электролитов или ряда соединений, уменьшающих растворимость ВМС.

Обращенный ряд Гоффмейстера.

Слабо гидратирующиеся ионы имеют наименьший высаливающий эффект.



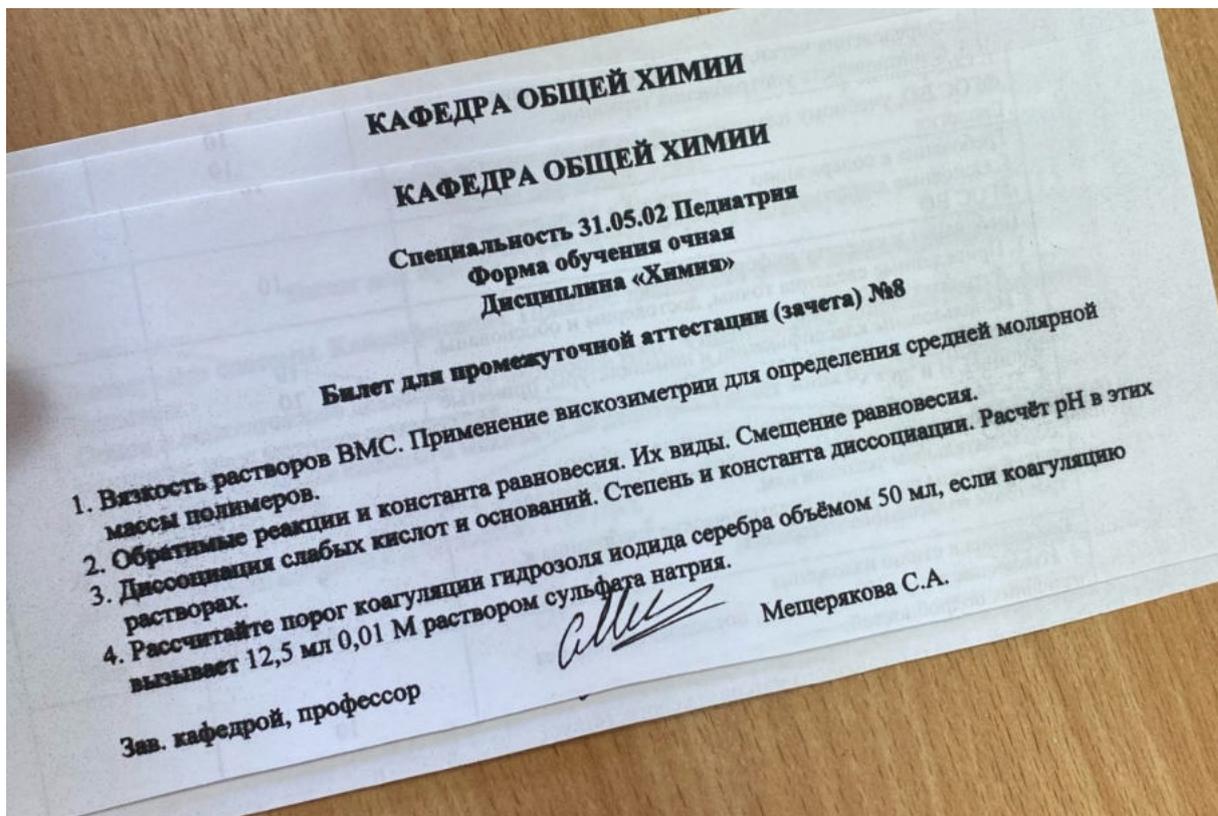
Высаливание ВМС. Растворы ВМС образуются самопроизвольно и являются термодинамически устойчивыми.

Под влиянием электролитов происходит процесс выделения ВМС из раствора, называемый высаливанием. Для разрушения раствора ВМС требуется большая концентрация электролита.

В основе механизма высаливания ВМС лежит процесс дегидратации. Ионы введенного электролита и молекулы спирта как бы «отнимают» большую часть растворителя от макромолекулы полимера. Концентрацию электролита, при которой наступает быстрое осаждение полимера, называют **порогом высаливания ВМС**. Высаливающее действие ионов изменяется в соответствии с их гидратируемостью. Высаливание ВМС имеет большое практическое значение. Его применяют для фракционирования белков, полисахаридов и других веществ.

В фармацевтической технологии высаливание часто применяют в производстве ферментных и других препаратов из животного сырья с целью осаждения примесей сопутствующих белков или для выделения действующего белка (гормона, фермента).

В аптечной технологии лекарств высаливающее действие электролитов, а также этилового спирта, сахарного сиропа, учитывают при изготовлении растворов ВМС. Этиловый спирт и большие количества электролитов несовместимы с раствором ВМС.



Билет №8.

1. Вязкость р-ов ВМС. Применение вискозиметрии для определения средней молекулярной массы полимеров.

Характеристики осадимости р-ов ВМС в-м их высокая вязк-ть по сравнению с чистыми рас-ми даже при малых концентрациях.

Вязкость - внутренн. трение - св-во жидкости обусловлено сопротивлением движению внешних внешних сил, вызывающих их течение.

Причина аномалии - наличие в полимерной структуре вязкости. Эта дополнительная вязкость обусловлена гелеобразным сопротивлением

Уравнение Штаудингера вязкость с измерн. массы полимера:

$[η] = k \cdot M^a$

k - константа, зависит от природы, определяем экспериментом

a - показатель степени, мет-ся в пределах 0,5 ≤ a ≤ 1 / 0,5 - для чист. полимеров 1,0 - для раств

M - средн. мол. масса полимера

Так же для харак-ки вязкости р-ов полимеров -

1) относит. вязкости

$$\eta_{\text{отн}} = \frac{\eta}{\eta_0} \quad \begin{array}{l} \eta - \text{вязк. р-ра} \\ \eta_0 - \text{вязк. раств-ля} \end{array}$$

2) Урешивей или вязк-ти -

$$\eta_{\text{ур}} = \frac{\eta - \eta_0}{\eta_0}$$

3) превед. вязк-ти

$$\eta_{\text{пр}} = \frac{\eta_{\text{ур}}}{C_{\text{осн}}} ; \quad C_{\text{осн}} = \frac{m \text{ полимера}}{M \text{ полимера} \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

2) Обратимые р-ии и константы равновесия. Ил. виды. Существование равновесия.

Обратимыми по морфологии хим. р-ии назыв. р-ии, которые при данн. внешн. условиях могут самопроизвольно протекать как в прямом, так и в обратн. направлении.

• константы равновесия:

1) По способу выражения

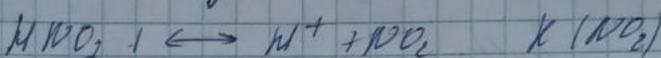
а) термодинамическая $K_0 = \frac{Q_r^d \cdot Q_E^c}{Q_A^a \cdot Q_B^b}$

б) концентрационная $K_c = \frac{[D]^d \cdot [E]^e}{[A]^a \cdot [B]^b}$

б) для газов $4/3$ раз $K_f = \frac{p_D^d \cdot p_E^e}{p_A^a \cdot p_B^b}$

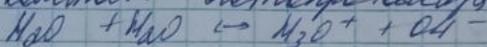
по типу р-ш

а) констант - диссоциация / ионизация



в) конст. гидролиза $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$

б) констант. автопротолиза воды



а) констант. образ. $Cu^{2+} + 4NH_3 \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_4]^{2+}$

Влияние \pm на величину константы химич. равновесия в зависимости от температуры

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

K_2 и K_1 - конст. равн. при темп. T_2 и T_1 соотв.

ΔH° - сумм. энтальпии реакции р-ш
 знак. напр. уловы. уловы. уловы. напр. р-ш.

Принцип сдвига хим. равнов. был сформулирован де-Монте в 1874 г.

Если на систему, находящуюся в равновесии воздей. извне (температура, давление, состав) то в рез-те протекания \rightarrow или обратн. реакц. может сместит. тем напр. в которой происх. воздейт. уловы. это T, C, P (для жидк.) катализатор не влияет на равновесие ХИМ. РАВНОВЕСИЕ

Принцип смещения химического равновесия был сформулирован Ле-Шателье в 1884 году.

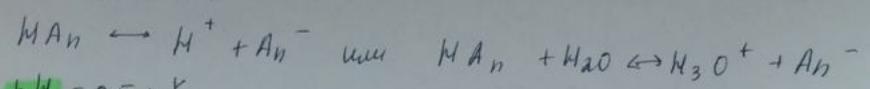
Если на систему, находящуюся в равновесии, воздействовать извне, изменив какое-либо из условий, то в результате протекающих в ней процессов равновесие начнет смещаться в том направлении, в котором эффект воздействия уменьшается.

Это T, C, P (для газов).

! катализаторы не влияют на химическое равновесие

3. Диссоциация слабых к-т и оснований. Степень и константа диссоциации. Расчет pH в этих р-рах.

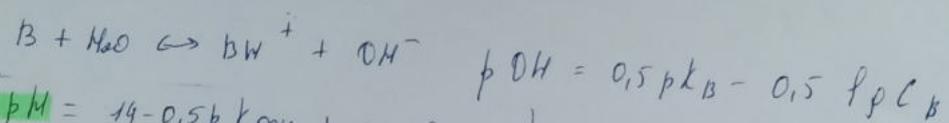
HA_n - слаб. к-та



pH = 0,5 pK_{HA_n} - 0,5 lg C_{HA_n}, где pK_{HA_n} = -lg K_{HA_n}

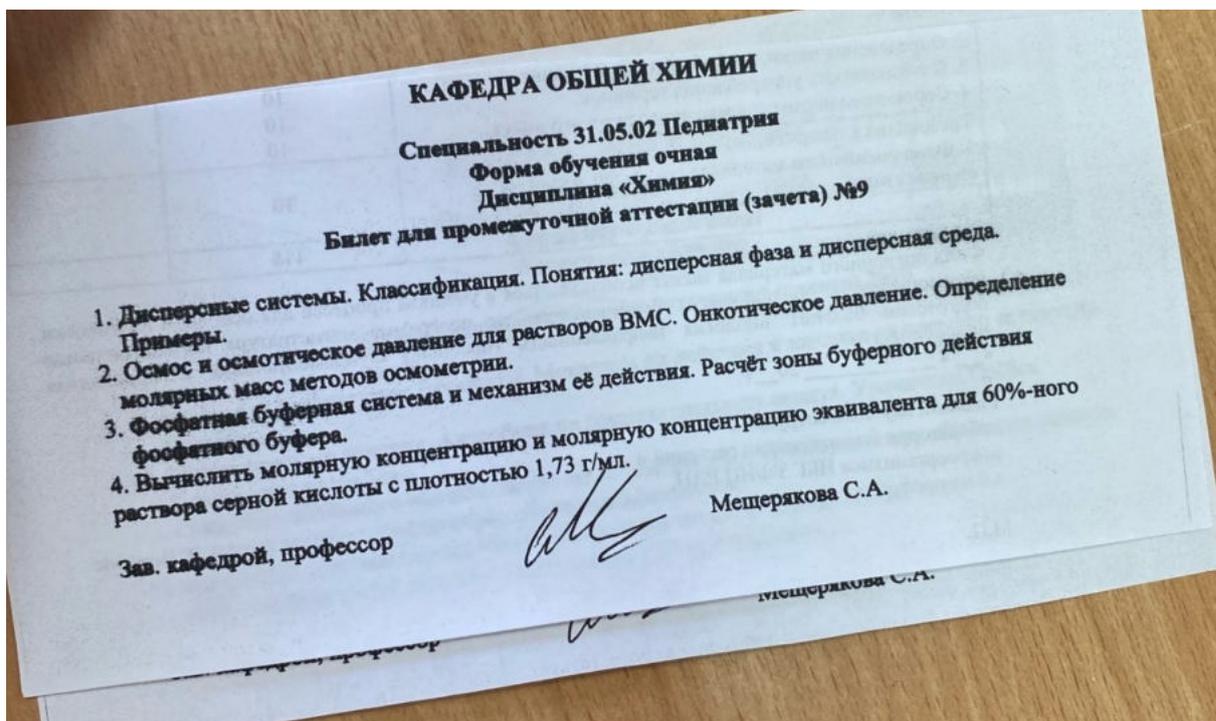
~~значения K_{HA_n} или pK_{HA_n} (в таблице)~~

Для слаб. к-т K₁ >> K₂, поэтому берем только K₁.
pH = 0,5 pK₁ - 0,5 pC



pH = 14 - 0,5 pK_{осн} + 0,5 pC_{осн} | pK_{осн} = -pK_{осн}

~~формулы - p или p₂ : в воде~~
~~использ. таблицы, полей для к-~~



Вопрос 1

Дисперсные системы – это системы, состоящие из множества малых частиц, равномерно распределенных в жидкой, твердой, газообразной средах.

Классификация дисперсных систем:

1) По размеру частиц дисперсной фазы:

А) Грубодисперсные системы – взвеси, суспензии, эмульсии, порошки ($a=10^{-4} - 10^{-7}$ м)

Б) Коллоидно-дисперсные системы – золи ($a=10^{-7} - 10^{-9}$ м)

В) Молекулярные и ионные растворы – истинные растворы ($a < 10^{-9}$ м)

Взвеси эритроцитов, кишечные палочки, вирус гриппа - дисперсные системы

2) По агрегатному состоянию:

Дисперсная фаза	Дисперсная среда
Примеры	
Ж туман, аэрозоли, облака	Г
Тв дым, пыль, порошки	Г
Г пены, газовые эмульсии	Ж
Ж эмульсии, молоко	Ж
Тв суспензии, коллоидные растворы	Ж
Г пена, хлеб, угли	Тв
Ж жемчуг, гель	Тв
Тв стекло, минералы, сплавы	Тв

3) По отношению к дисперсной среде

- А) Свободно-дисперсные (аэрозоли, суспензии, эмульсии)
- Б) Связно-дисперсные (гели, студни, пены)
- В) Миофильные (сильное взаимодействие)
- Г) Миофобные (слабое взаимодействие)

Дисперсная фаза — это фаза вещества, которая распределена в дисперсионной среде и не вступает в реакцию с ней в дисперсной системе.

Дисперсионная среда – сплошная фаза, составная часть дисперсной системы, в которой равномерно распределены частицы дисперсной фазы.

Вопрос 2

Осмоз – процесс преимущественного одностороннего проникновения молекул растворителя через полупроницаемую мембрану.

3. Осмотическое давление

Для растворов низкомолекулярных веществ уравнение Вант-Гоффа действует:

$$P_{осм} = RCT \text{ или } P_{осм} = iRCR$$

Для расчета осмотического давления растворов ВМС Галлер дал уравнение:

$$P_{осм} = \frac{RT}{M}C + \beta C^2,$$

β - коэффициент, учитывающий гибкость и форму макромолекулы в растворе; C – концентрация в г/л.

Хотя свойства растворов ВМС в чем-то схожи со свойствами коллоидных растворов, но в отличие от них осмотическое давление растворов ВМС может быть измерено с достаточной точностью и используется для определения их молекулярной массы.

В биологических системах суммарное осмотическое давление создается как низкомолекулярными неэлектролитами и электролитами, так и биополимерами.

Онкотическое давление – составляющая осмотического давления, обусловленная наличием белков и других частиц коллоидного размера. Оно составляет 3,1 кПа (0,5% от суммарного осмотического давления). Отклонение этой величины от нормы приводит к серьезным нарушениям в функционировании организма.

Вопрос 4

Задача №3

$\omega(H_2SO_4) = 60\% = 0,6$
 $S = 1,733 \text{ г/мл}$

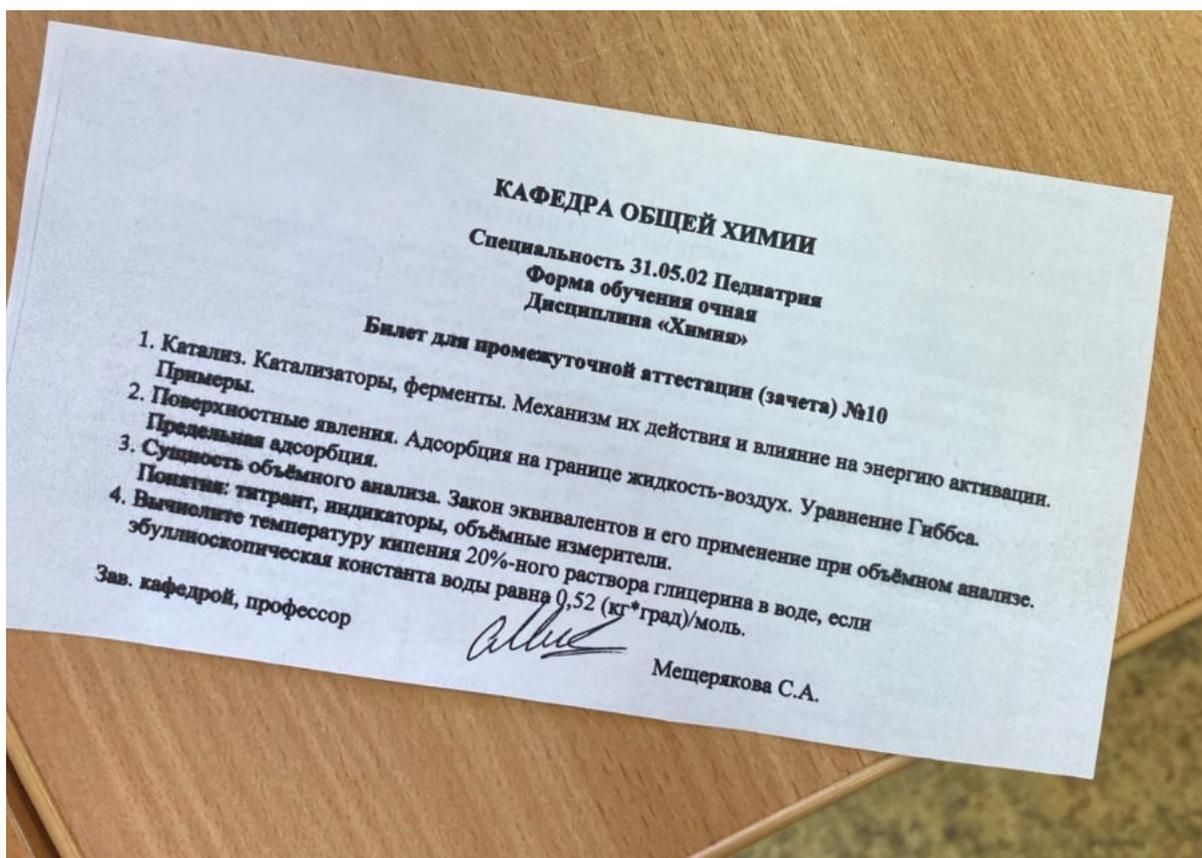
Решение:
 Пусть имеем 100 г раствора \Rightarrow
 $\Rightarrow m_{р.в} = 60 \text{ г}, \text{ а } m_{р-ра} = 100 - 60 \text{ г} = 40 \text{ г}$

$C_{м} = \frac{m_{р.в}}{M \cdot V} = \frac{60 \text{ г}}{98 \text{ г/моль} \cdot 60 \text{ г}} = 0,018$

$m = \rho V \Rightarrow V = \frac{m}{\rho}$

$C_{м} = \frac{m_{р.в.}}{M_{р.в.} \cdot m_{р-ра}} = \frac{60 \text{ г}}{63 \text{ г/моль} \cdot 40 \text{ г}} = 0,03$

Ответ: $C_{м} = 0,018$; $C_{м} = 0,03$



1 .КАТАЛИЗ,КАТАЛИЗАТОРЫ,ФЕРМЕНТЫ,МЕХАНИЗМ ИХ ДЕЙСТВИЯ И ВЛИЯНИЕ НА ЭНЕРГИЮ АКТИВАЦИИ,ПРИМЕРЫ

КАТАЛИЗ- изменение скорости химической реакции в присутствии веществ, которые участвуя в реакции ,к моменту окончания процесса остаются неизменными ..

Катализ называется положительным, если скорость реакции увеличивается, и отрицательным, если скорость уменьшается. При гомогенном катализе реагенты и катализатор находятся в одной фазе (жидкой или газообразной), при гетерогенном катализе – в разных фазах (например, катализатор в твердом состоянии, а реагенты – в жидком или газообразном).

КАТАЛИЗАТОР-Вещество, участвующее в реакции и изменяющее ее скорость, но остающееся неизменным после того, как химическая реакция заканчивается Механизм действия

катализаторов, ускоряющих реакцию, связан с тем, что они снижают энергию активации реакции за счет образования промежуточных соединений с реагирующими веществами (каталитических комплексов), обладающих меньшей энергией

Пример. Разложение муравьиной кислоты при нагревании: $\text{НСООН} \rightarrow \text{СО} + \text{Н}_2\text{О}$. Катализатором служит сильная кислота (например, H_2SO_4)

ФЕРМЕНТ-это биологические катализаторы белковой природы, ускоряют биохимические реакции.

ФЕРМЕНТЫ УСКОРЯЮТ РЕАКЦИЮ ПУТЕМ СНИЖЕНИЯ ЭНЕРГИЯ АКТИВАЦИИ ЗА СЧЕТ УВЕЛИЧЕНИЯ ЧИСЛА АКТИВИРОВАННЫХ МОЛЕКУЛ И СТАНОВЯТСЯ РЕАКЦИОННОСПОСОБНЫМИ НА НИЗКОМ ЭНЕРГ.УРОВНЕ

ЭНЕРГИЯ АКТИВАЦИИ- тот энерг. Барьер, который должен преодолеть исходные вещества по пути превращения в продукты реакции (дж/ моль)

Для того, чтобы заставить субстраты вступить в реакцию, необходима энергия, она называется энергией активации (ΔG^\ddagger). Чем больше требуемая энергия активации, тем ниже скорость реакции при данной температуре. Ферменты, действуя как катализаторы, снижают энергию активации, которая требуется для того, чтобы могла произойти реакция. Они повышают общую скорость реакции, не изменяя в сколько-нибудь значительной степени температуру, при которой эта реакция протекает.

Фермент, соединяясь с субстратом, образует короткоживущий фермент-субстратный комплекс (E-S-комплекс). В таком комплексе шанс на то, что реакция произойдет, значительно возрастают. По завершении реакции E-S-комплекс распадается на продукт (или продукты) и фермент. Фермент в реакции не изменяется: по

окончании реакции он остается таким же, каким был до нее, и может теперь взаимодействовать с новой молекулой субстрата.

Фермент + Субстрат \rightarrow E-S-комплекс \rightarrow Фермент/Продукт(ы)

2. ПОВЕРХНОСТНЫЕ ЯВЛЕНИЯ, АДСОРБЦИЯ НА ГРАНИЦЕ ЖИДКОСТЬ-ВОЗДУХ. Уравнение Гиббса, ПРЕДЕЛЬНАЯ АДСОРБЦИЯ.

ПЯ-процессы, протекающие на границе раздела фаз и обусловленные особенностями состава и структуры поверхностей.

Адсорбция на границе жидкость – газ

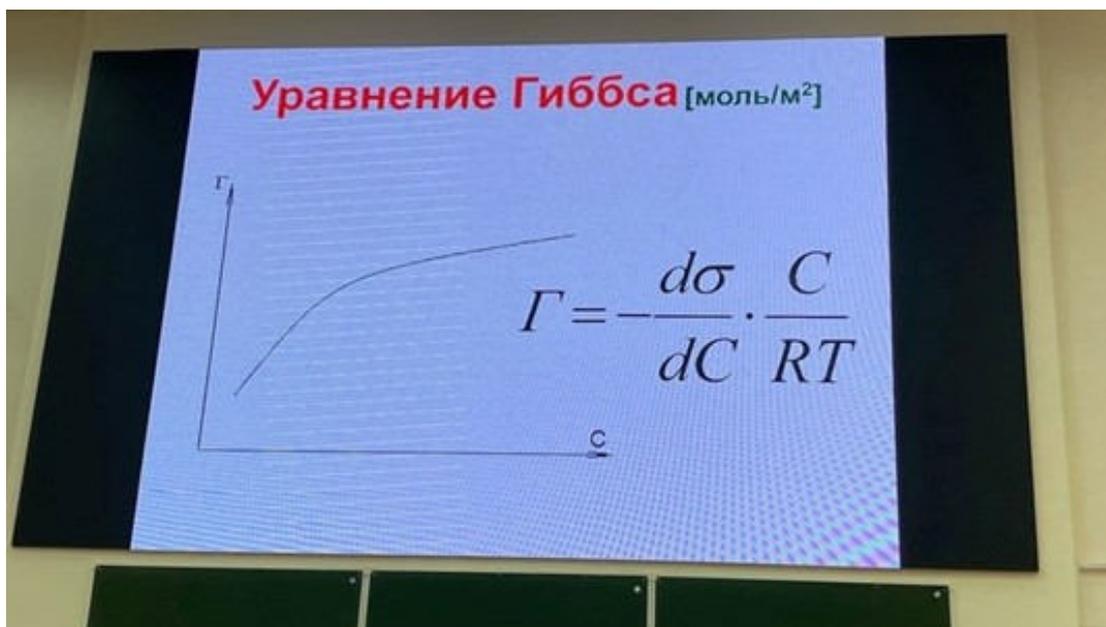
Особенность границы раздела :

- на границе раздела фаз нет активных центров, поверхность жидкости гладкая;
- молекулы адсорбата свободно перемещаются по поверхности адсорбента (жидкости).

В результате адсорбции на поверхности жидкости оказывается то вещество, которое в большей степени будет снижать ее поверхностное натяжение.

Адсорбция вещества на поверхности жидкости связана с величиной поверхностного натяжения *фундаментальным уравнением адсорбции Гиббса.*





3. СУЩНОСТЬ ОБЪЕМНОГО АНАЛИЗА, ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ И ЕГО ПРИМЕНЕНИЕ ПРИ ОБЪЕМНОМ АНАЛИЗЕ. ПОНЯТИЕ: ТИТРАНТ, ИНДИКАТОРЫ, ОБЪЕМНЫЕ ИЗМЕРИТЕЛИ

Сущность объемного анализа

Объемным (титриметрическим) методом анализа называют метод количественного анализа, основанный на измерении количества реагента, требующегося для завершения реакции с данным количеством определяемого вещества.

Метод заключается в том, что к раствору определяемого вещества А постепенно прибавляют раствор реактива В известной концентрации. Добавление реактива В продолжают до тех пор, пока его количество не станет эквивалентным количеству реагирующего с ним определяемого вещества А.

Количественные определения с помощью объемного метода выполняются очень быстро. Время, требуемое для завершения определения объемным методом, измеряется минутами. Это позволяет без особой затраты труда проводить несколько последовательных и параллельных определений.

Закон эквивалентов гласит:

Вещества взаимодействуют друг с другом равными количествами молярных масс эквивалентов:

$$nЭ1 = nЭ2,$$

где $nЭ1$ – количество молярных масс эквивалента одного вещества; $nЭ2$ – количество молярных масс эквивалента другого вещества, взаимодействующего с первым. Действительно, если рассчитать количества молярных масс эквивалентов взаимодействующих веществ для любой из рассмотренных выше реакций, то они окажутся равными.

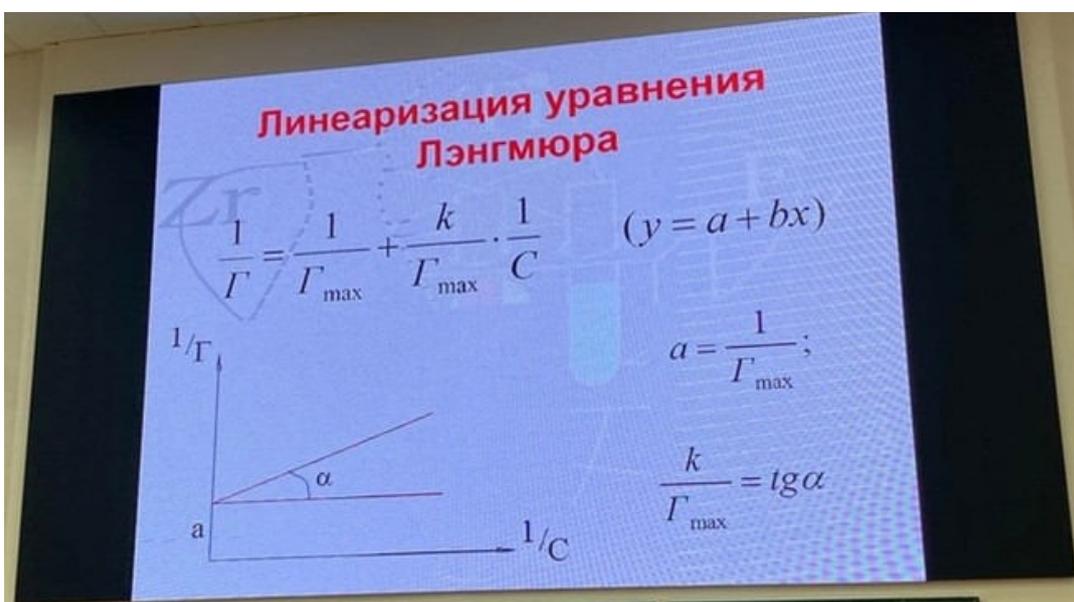
Объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны их молярной концентрации эквивалента (нормальности). Произведение объема раствора и молярной концентрации эквивалента вещества равно числу эквивалентов, т.е. $V(X_1) \cdot C_N(X_1) = n_э(X_1)$

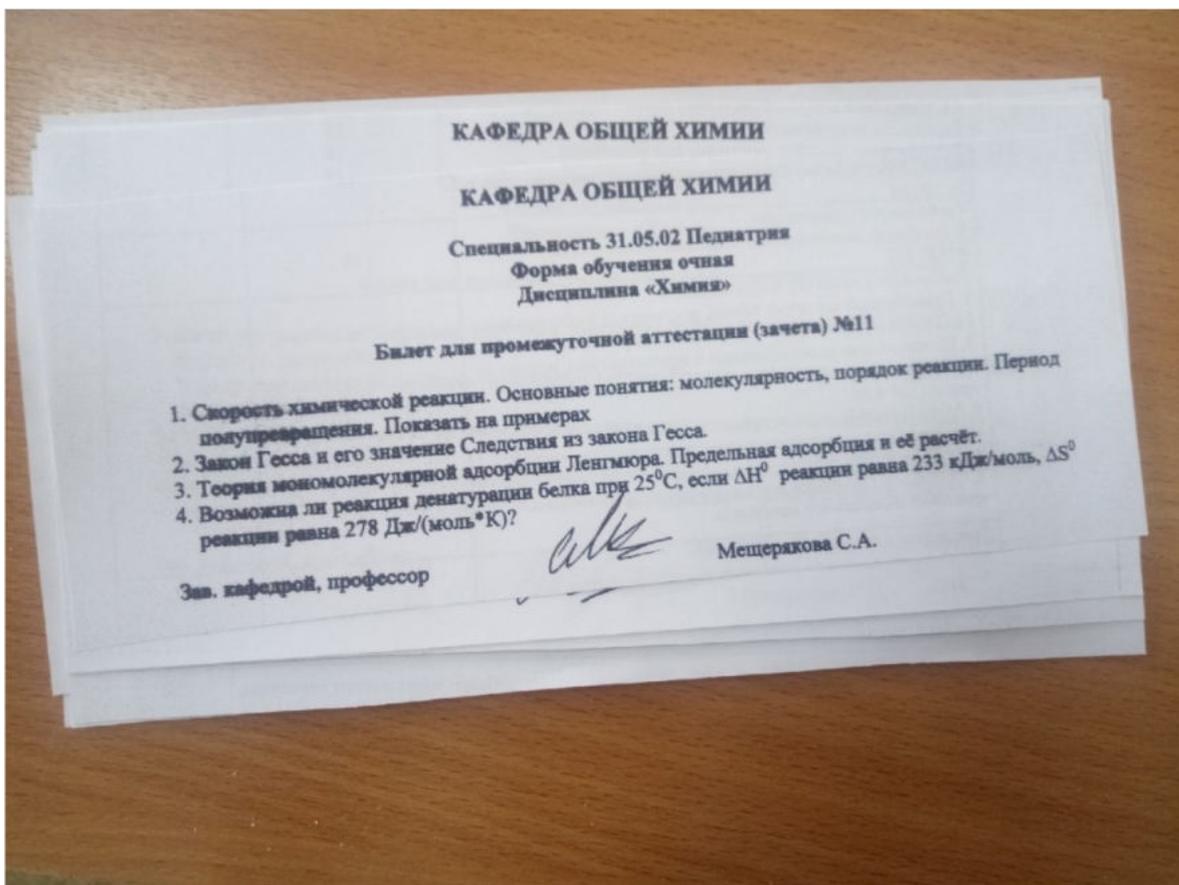
ИНДИКАТОР- сложное органическое соединение, меняющее окраску при изменении кислотности среды

ТИТРАНТ-раствор реагента с точно известной концентрацией

Объемные измерители - Суть метода основана на измерении объема вытесненной жидкости в соответствующих камерах, устанавливаемых в водопровод. Замеры исчисляются в количестве циклов вытесненной жидкости.

предельная адсорбция





1. Скорость хим. Реакции — изменение концентрации Реагирующих веществ за единицу времени.

Молекулярность реакции — число молекул, участвующих одновременно в эл-м акте.

Различают:

- Мономолекулярные (термическое разложение, цис-транс изомерия)
- бимолекулярные ($\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{O}$)
- тримолекулярные ($2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$)

Порядок реакций — зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ.

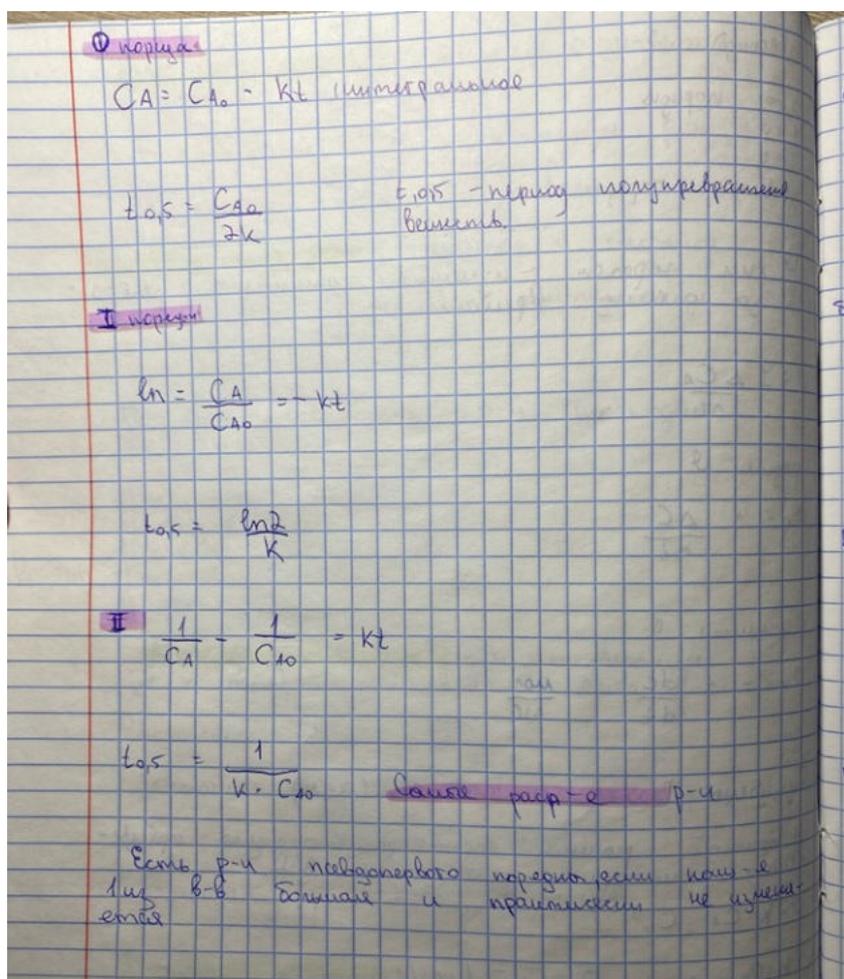
Известны реакции:

- 0-го порядка
- 1-го

- 2-го
- дробного порядка

Период полупревращения — промежуток времени, в течение которого реагирует половина взятого вещества.

Для реакций:



2) Закон Гесса:

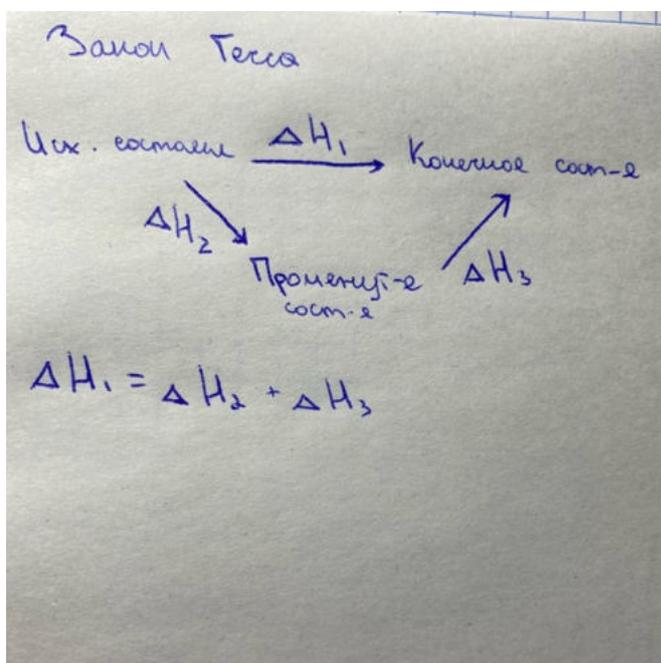
Тепловой эффект реакции не зависит от пути процесса, а определяется только начальным и конечным состоянием системы

Значение закона Гесса состоит в том, что он позволяет рассчитывать тепловые эффекты химических процессов.

Следствия из закона Гесса

1. Тепловой эффект реакции при стандартных условиях равен разности между суммой энтальпий образования продукта реакции и суммой энтальпий образования исходных веществ, умноженных на соответствующие стехиометрические коэффициенты:

2. Тепловой эффект реакции при стандартных условиях равен разности между суммой энтальпий сгорания исходных веществ и суммой энтальпий сгорания продуктов реакции умноженных на соответствующие стехиометрические коэффициенты:



$$\textcircled{1} \Delta H_{p-u} = \sum m \cdot \Delta H_{\text{обр}(прог)} - \sum n \cdot \Delta H_{\text{обр}(уек)}$$

$$\textcircled{2} \Delta H_{p-u} = \sum m \cdot H_{\text{сгор}(уек)} - \sum n \cdot \Delta H_{\text{сгор}(прог)}$$

1) Теория Лэнгмюра

1) На каждом абсорбционном месте на поверхности адсорбента может находиться только одна молекула или адсорбция является локализованной на абсорбционных центрах.

2) Адсорбция является мономолекулярной,

т.е. осуществляется только в одном слое.

3) Адсорбционная поверхность является однородной.

Между адсорбированными молекулами отсутствует взаимодействие.

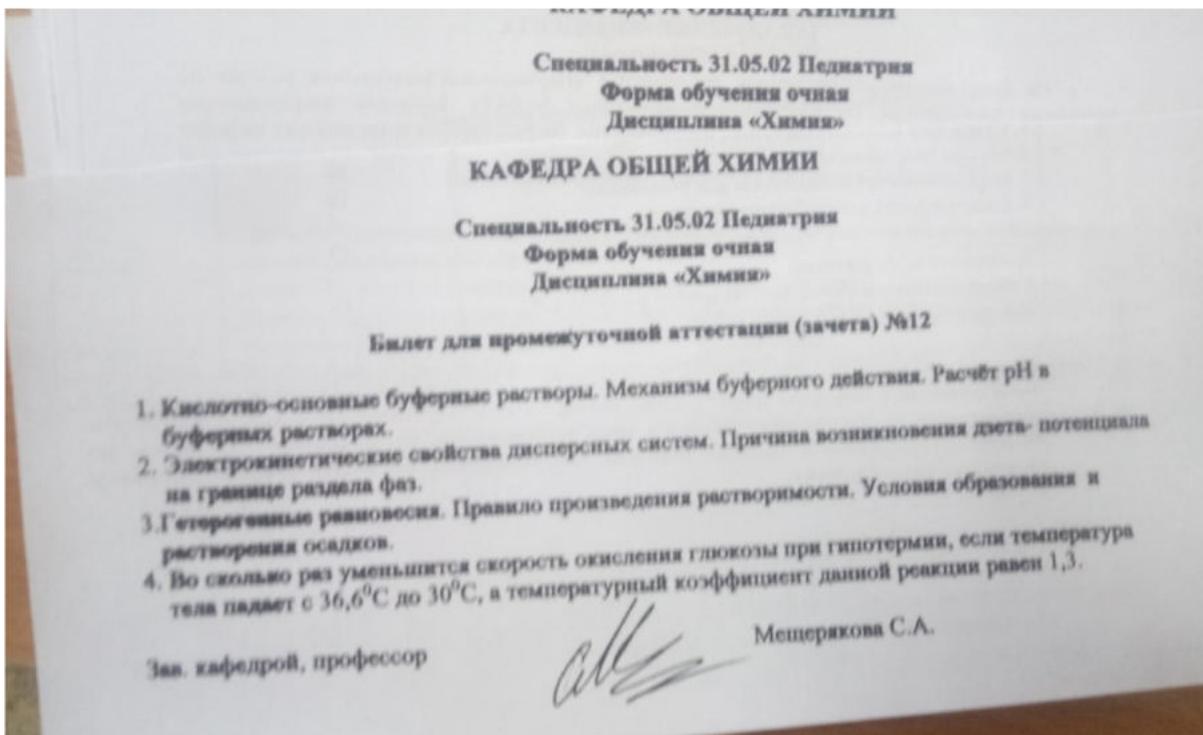
4) Адсорбция есть процессом обратимым

$$\Gamma = \Gamma_{\infty} \cdot \frac{C}{K + C}$$

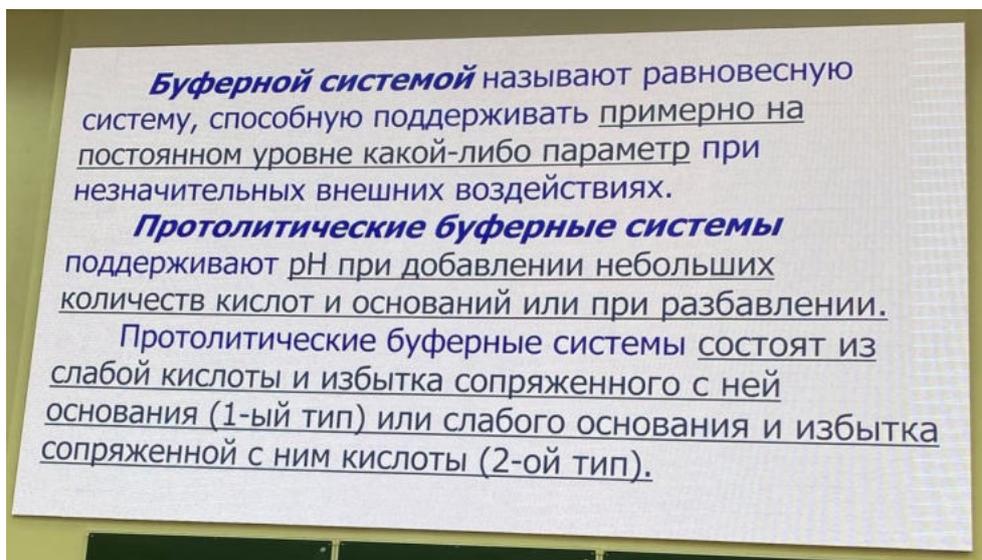
Γ - адсорбция ($\frac{\text{моль}}{\text{м}^2}$)
 Γ_{∞} - max адсорбция ($\frac{\text{моль}}{\text{м}^2}$)
 C - равновесная кон-ц в-ва ($\frac{\text{моль}}{\text{гм}^3}$);
 K - const адсорб-го равновесия

12 билет

medfish.ru

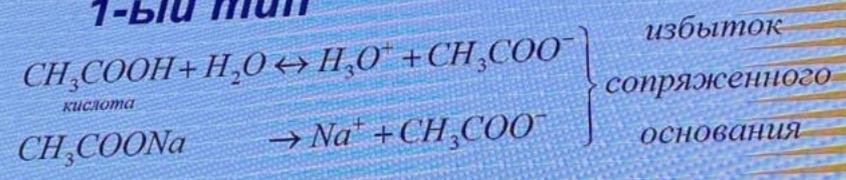


1 вопрос

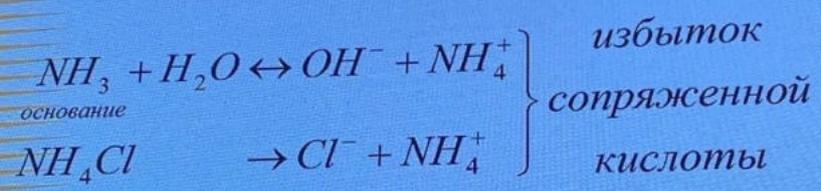


Важным является то, что концентрация этих кислот на несколько порядков превышает концентрацию H_3O^+ и OH^- .

1-ый тип

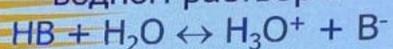


2-ой тип



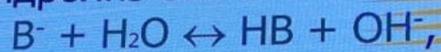
Раствор, содержащий одну или несколько буферных систем, называется **буферным раствором**.

Чтобы понять механизм буферного действия рассмотрим равновесие – ионизацию слабой кислоты в водном растворе:



В соответствии с принципом смещения химического равновесия добавление в эту систему сильной кислоты или соли, содержащей анионы B^- приведет к смещению равновесия влево, а при добавлении щелочи (OH^-) – вправо

Если рассмотреть другое изолированное равновесие – гидролиз соли по аниону:



то аналогично, добавление щелочи сместит равновесие влево, а сильной кислоты – вправо.

При совмещении этих двух изолированных равновесий оказывается, что процессы, которые в них будут протекать при воздействии одних и тех же внешних факторов – добавлении H_3O^+ и OH^- - разнонаправлены.

Кроме того, концентрация одного из продуктов каждой из совмещаемых реакций влияет на положение равновесия другой реакции.

Это и является причиной буферного действия.

Иначе, протолитическая буферная система представляет собой **совмещенное равновесие ионизации и гидролиза.**

Уравнение буферной системы – уравнение, выражающее зависимость pH буферного раствора от состава буферной системы.

$$pH = pK_a + \lg \frac{C_{\text{сопряж. основание}}}{C_{\text{кислоты}}} \quad (1)$$

$$pH = 14 - pK_b - \lg \frac{C_{\text{основание}}}{C_{\text{сопряж. кисл.}}} \quad (2)$$

2 вопрос

III. Электрокинетические

Коллоидная частица состоит из мицелл и интермицеллярной жидкости.

Строение мицеллы на примере йодида серебра.

$$\{mAgJ \cdot nJ^- \cdot (n-x)K^+\}^{x-} \cdot xK^+$$

агрегат адсорбционный слой диффузный слой

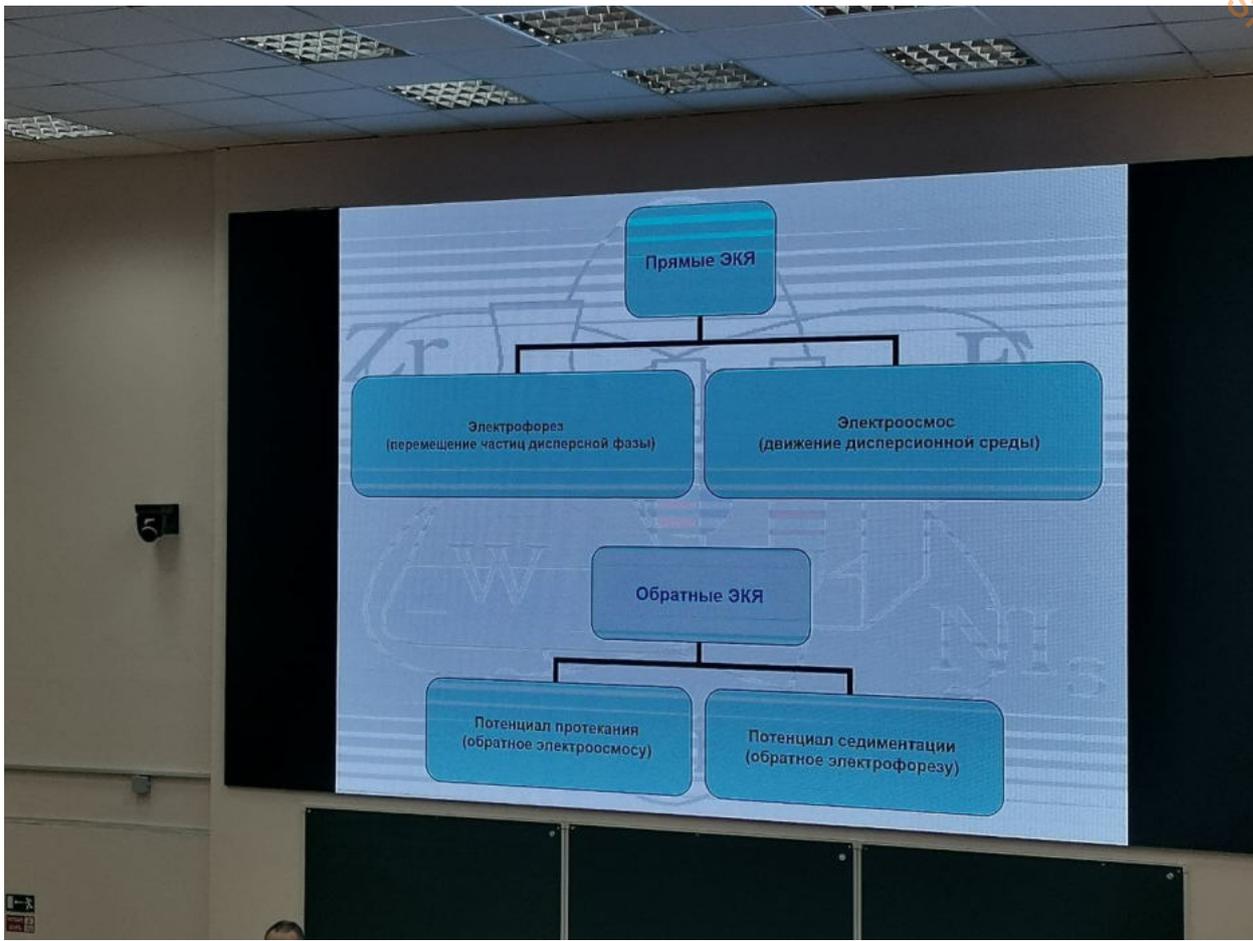


The diagram illustrates the structure of a silver iodide micelle. It consists of three distinct regions: a central core labeled 'агрегат' (aggregate), an inner layer labeled 'адсорбционный слой' (adsorption layer), and an outer layer labeled 'диффузный слой' (diffusion layer). The core is depicted as a cluster of particles, the adsorption layer as a thin shell, and the diffusion layer as a more diffuse, cloud-like region surrounding the core.

Двойной электрический слой (ДЭС) возникает на границе твердое тело – жидкость за счет избирательной адсорбции ионов одного знака (правило Панета – Фаянса).

Электрокинетический потенциал (дзета-потенциал) - потенциал поверхности скольжения. Это причина противодействия агрегации за счет взаимного отталкивания частиц дисперсной фазы.

Электрокинетические явления (ЭКЯ) – эффекты, связанные с относительным движением дисперсной фазы или дисперсной среды под действием постоянного электрического поля, либо – возникновение разности потенциалов при относительном смещении дисперсной фазы и дисперсионной среды, на границе между которыми существует двойной электрический слой.



3 вопрос

• В организме человека есть костная система, находящаяся в твердом виде, и биологические жидкости, омывающие твердую фазу.

• Поэтому имеет большое значение гетерогенные системы:

• **ТВЕРДОЕ ВЕЩЕСТВО ↔ РАСТВОР**

• Пусть имеем насыщенный раствор $AgCl$.

• $AgCl \leftrightarrow Ag^+ + Cl^-$
• твердое раствор раствор

• Применяя ЗДМ получим:

• $K_{равн} = \frac{[Ag^+][Cl^-]}{[AgCl]}$

Из правила произведения растворимости вытекает 2 следствия:

1) Условие образования осадка

Если $C(\text{Ag}^+) \cdot C(\text{Cl}^-) > \text{ПР}$,

то получается пересыщенный раствор и выпадает осадок,
или $\text{ИП} > \text{ПР}$

2) Условие растворения осадка

Если $C(\text{Ag}^+) \cdot C(\text{Cl}^-) < \text{ПР}$,

то получается ненасыщенный раствор, и осадок растворяется,
или $\text{ИП} < \text{ПР}$

Зная эти следствия, можно предвидеть образование и растворение осадка.

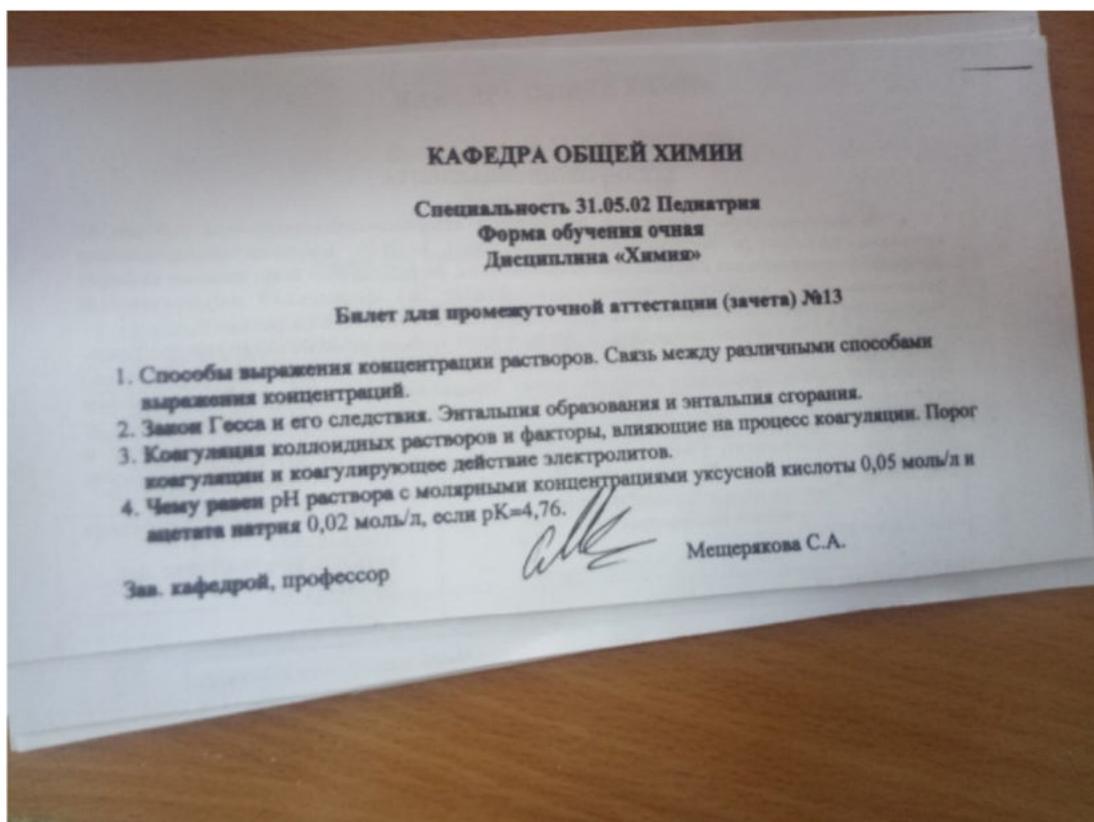
Например: Если в моче концентрация ионов кальция достигнет $2 \cdot 10^{-5}$ моль/л, а концентрация оксалат-ионов – $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л, то

$$\text{ИП} = C(\text{Ca}^{2+}) \cdot C(\text{C}_2\text{O}_4^{2-}) = 2 \cdot 10^{-5} \cdot 1 \cdot 10^{-4} = 2 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{ПР}(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 1 \cdot 10^{-9}$$

$\text{ИП} > \text{ПР}$ Выпадает осадок.

13 билет

1 вопрос

Концентрацией раствора называется масса растворенного вещества, содержащаяся в

определенной массе или объеме раствора или растворителя.

Численное выражение

состава растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация,

молярная концентрация эквивалента, моляльная концентрация, мольная доля.

Массовой долей W называют отношение массы растворенного вещества к массе

раствора. $W = m_{\text{раст.в-ва}}/m_{\text{раствора}}$

* 100%

Если это отношение выражено в процентах, то называется процентной концентрацией

(С%). Выражается числом граммов растворенного вещества, содержащихся в 100 г

раствора. Например, 20%-й раствор соли – это раствор, в 100 г которого содержится 20 г

соли и 80 г воды.

Молярная концентрация, CM выражается числом молей растворенного вещества,

содержащихся в 1 л раствора. Раствор, содержащий 1 моль растворенного вещества в 1 л

называется одномолярным (1M); 0,1 моль-децимолярным (0,1M);

0,01 моль - сантимольным (0,01M).

$CM = n/V = m_{\text{р.в-ва}}/M * V$ (моль/л), где m – масса растворенного вещества, г; M –

молярная масса растворенного вещества, г/моль; V – объем раствора, л.

Молярная концентрация эквивалента, $C(1/z)$ выражается числом моль-эквивалентов

растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

$C(1/z) = m \cdot z / M \cdot V$, где z – фактор эквивалентности.

Моляльная концентрация, C_m выражается числом молей растворенного вещества,

содержащееся в 1 кг (1000 г) растворителя.

$C_m = m_{р.в-ва} / M \cdot m_{раств-теля}$

$= n / m_{раств-теля}$ (моль/кг). $m_{раств-теля}$ в кг

Мольная доля вещества в смеси (N_i

) определяется отношением числа молей данного

вещества к сумме числа молей всех веществ, находящихся в смеси или растворе.

$N_i = n_i / \sum n_i$

Например, смешаны три компонента А, В, С в количестве n_a , n_b , n_c молей. Тогда мольная доля каждого из них будет:

$N_a = n_a / n_a + n_b + n_c$ $N_b = n_b / n_a + n_b + n_c$

и т.д. Сумма мольных долей всех компонентов равна 1.

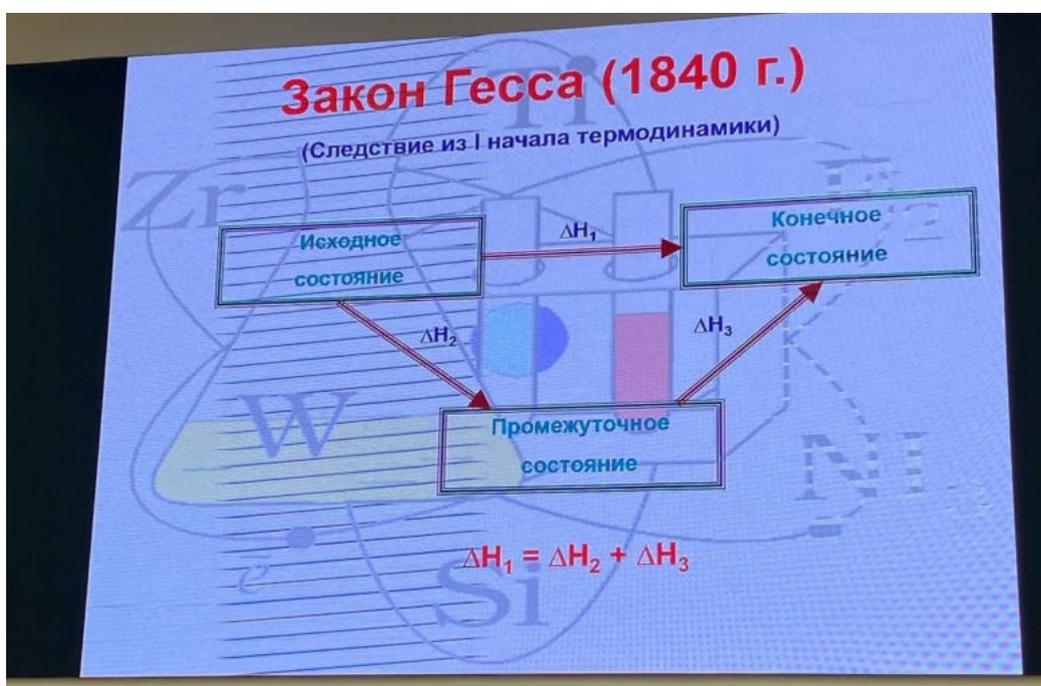
Связь между различными способами выражения концентрации растворов

$1. C\left(\frac{1}{z}x\right) = z \cdot C(x)$ $2. C(x) = \frac{\omega(x)\% \cdot \rho \cdot 10}{M(x)}$ $3. C\left(\frac{1}{z}x\right) = \frac{\omega(x)\% \cdot \rho \cdot 10}{M\left(\frac{1}{z}x\right)}$	$4. C\left(\frac{1}{z}x\right) = \frac{T(x) \cdot 1000}{M\left(\frac{1}{z}x\right)}$ $5. T(x) = \frac{C\left(\frac{1}{z}x\right) \cdot M\left(\frac{1}{z}x\right)}{1000}$
--	---

2 вопрос

В основе термохимических расчетов лежит закон Гесса ():

- тепловой эффект химической реакции зависит только от вида и состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути процесса, т. е. от числа и характера промежуточных стадий.



Следствие из закона Гесса

(следствие из I начала термодинамики)

1. $\Delta H^\circ_{\text{р-ии}} = \sum m \cdot \Delta H^\circ_{\text{обр. (прод.)}} - \sum n \cdot \Delta H^\circ_{\text{обр. (исх. в-в)}}$
2. $\Delta H^\circ_{\text{р-ии}} = \sum m \cdot \Delta H^\circ_{\text{сгор. (исх. в-в)}} - \sum n \cdot \Delta H^\circ_{\text{сгор. (прод.)}}$

Понятия:

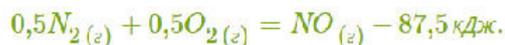
- а) стандартная теплота образования.
- б) стандартная теплота сгорания.
- в) стандартная теплота химической реакции.

$$\Delta H^\circ_{\text{образования простых веществ}} = 0$$

$$\Delta H^\circ_{\text{сгорания конечных продуктов}} = 0$$


Теплота образования $Q_{\text{обр.}}$ — это тепловой эффект реакции синтеза **1** моль вещества из простых веществ.

Например, теплота образования оксида азота(II) равна $-87,5 \text{ кДж/моль}$:



Теплота сгорания $Q_{\text{сгор.}}$ — это тепловой эффект реакции горения **1** моль вещества.

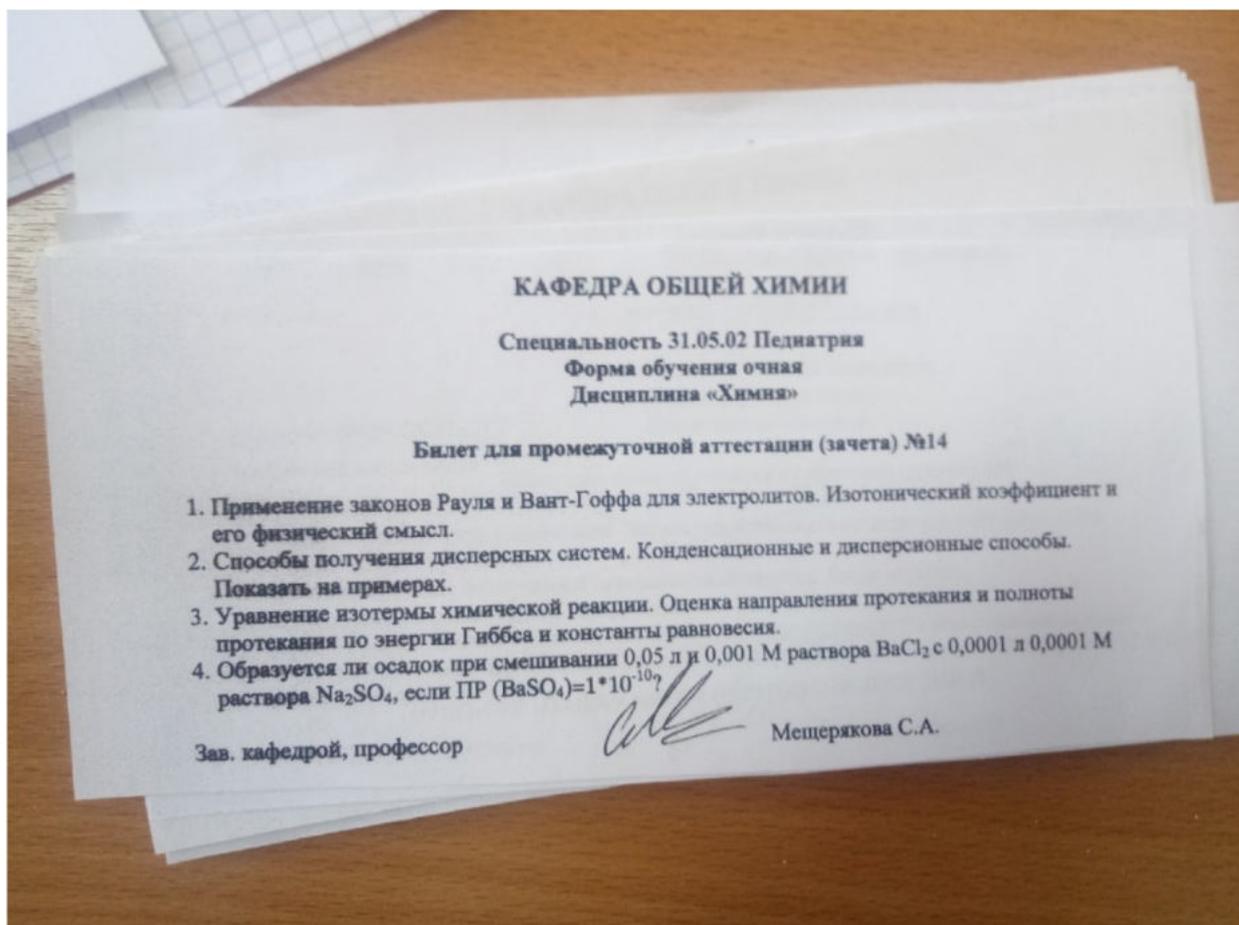
3 вопрос

Коагуляция (от лат. coagulation — свертывание) — это укрупнение частиц в коллоидных системах в результате их слипания под действием молекулярных сил сцепления. Процесс коагуляции сопровождается понижением дисперсности и определяется агрегативной неустойчивостью систем.

Во всяком коллоидном растворе коллоидные частицы заряжены одинаково: все они имеют либо положительный, либо

отрицательный заряд. Пока заряд сохраняется, между ними действуют силы взаимного отталкивания, что препятствует их слипанию. При потере электрического заряда коллоидными частицами возникают благоприятные условия для их коагуляции. Совершенно не обязательно, чтобы коагуляция завершилась седиментацией. Начавшийся рост частиц можно приостановить и этим избежать процесса свертывания.

На протекание процесса коагуляции (на скорость образования и размеры хлопьев, на полноту выделения коллоидных примесей в осадок) влияют следующие основные факторы: качество исходной воды, величина дозы коагулянта, величина рН-среды, условия перемешивания воды с коагулянтом, температура обрабатываемой воды, применение вспомогательных реагентов, их дозы, порядок ввода реагентов в обрабатываемую воду.

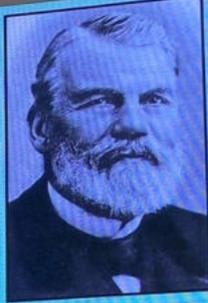
**1 вопрос**

Закон Рауля (I закон) 1882 год.

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

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_B \quad N_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}, \text{ т.к.}$$

$$P = P_0 \cdot N_A \quad \text{и} \quad N_A + N_B = 1$$





Вода при атмосферном давлении 101,3 кПа кипит при 100° С потому, что при этой температуре давление водяного пара равно 101,3 кПа

Для разбавленных растворов неэлектролитов зависимость осмотического давления от температуры и концентрации выражается уравнением Вант-Гоффа (закон Вант-Гоффа)

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

$C_{\text{м}} = n_{\text{в}}/V_{\text{р-ра}}$ (молярная концентрация неэлектролита, моль/л)

$R = 8,31$ Дж/моль·К (газовая постоянная)

T – температура по Кельвину ($T = 273 + t^{\circ}\text{C}$)

$P_{\text{осм}}$ – измеряется в кПа

Для применения законов Рауля и Вант-Гоффа к электролитам было предложено использовать **изотонический коэффициент (i)**. (Вант-Гофф)

Изотонические растворы – растворы, имеющие равные осмотические давления.

Гипертонический раствор – имеет большее осмотическое давление по сравнению с другим раствором.

Гипотонический раствор – имеет меньшее осмотическое давление, по сравнению с другим раствором.

По Вант-Гоффу (причем $i > 1$):

$$i = \frac{\Delta T_{\text{зам. (пр)}}}{\Delta T_{\text{зам. (теор)}}} = \frac{\Delta T_{\text{кип. (пр)}}}{\Delta T_{\text{кип. (теор)}}} = \frac{P_{\text{осм. (пр)}}}{P_{\text{осм. (теор)}}$$

Физический смысл изотонического коэффициента состоит в том, что он учитывает увеличение количества частиц в растворе электролита по сравнению с раствором неэлектролита той же концентрации.

2 вопрос

Методы получения дисперсных систем

Для получения дисперсных систем используют диспергационный и конденсационный методы.

Диспергационный метод представляет собой измельчение более крупных частиц в мелкие. Суть метода заключается в преодолении межмолекулярных сил и накоплении свободной поверхностной энергии в процессе диспергирования (измельчения) за счет внешней механической работы.

При диспергировании под действием внешних сил вещество сначала претерпевает объемное деформирование (упругое и пластическое деформирование) и только после этого при определенном усилии оно разрушается. Таким образом, работу, необходимую для диспергирования, можно разделить на две части.

Диспергирование и конденсация - методы получения свободнодисперсных систем: порошков, суспензий, золь, в том числе аэрозолей, эмульсий и т. д. Под диспергированием понимают дробление и измельчение, под конденсацией - образование гетерогенной дисперсной системы из гомогенной в результате ассоциации молекул, атомов или ионов в агрегаты.

конденсационные методы

1. Метод конденсации из паров – образование тумана в газовой фазе при понижении температуры. Применяют при производстве серной и фосфорной кислот, в ректификационных аппаратах (перегонка летучих смесей). В природе – образование тумана, облаков.

2. Метод замены растворителя – раствор данного вещества при постоянном перемешивании приливают к жидкости, в которой это вещество практически не растворимо, возникающее при этом пересыщение приводит к образованию дисперсных частиц. Так получают гидрозоль серы, холестерина, канифоли и др.

Дисперсионные методы

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

3 вопрос

Уравнение изотермы химической реакции

Для разбавленных растворов неэлектролитов зависимость осмотического давления от температуры и концентрации выражается уравнением Вант-Гоффа (закон Вант-Гоффа)

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

$C_{\text{м}} = n_{\text{в}} / V_{\text{р-ра}}$ (молярная концентрация неэлектролита, моль/л)
 $R = 8,31$ Дж/моль·К (газовая постоянная)
 T – температура по Кельвину ($T = 273 + t^{\circ}\text{C}$)
 $P_{\text{осм}}$ – измеряется в кПа

$\Delta S_{\text{обр}} = Q_{\text{обр}} / T$

или в общем виде

$\Delta S \geq Q / T,$

т.е. $\Delta S \geq 0$

Самопроизвольно идут процессы когда

$\Delta S > 0$

В обратимых процессах $\Delta S = 0$

Все это справедливо для изолированных систем!

Но! Организм – открытая система!

Д.У. Гиббс – новая функция состояния (G)
– энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал)

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Объединенное уравнение I и II началов термодинамики

$\Delta G < 0$ – самопроизвольные процессы

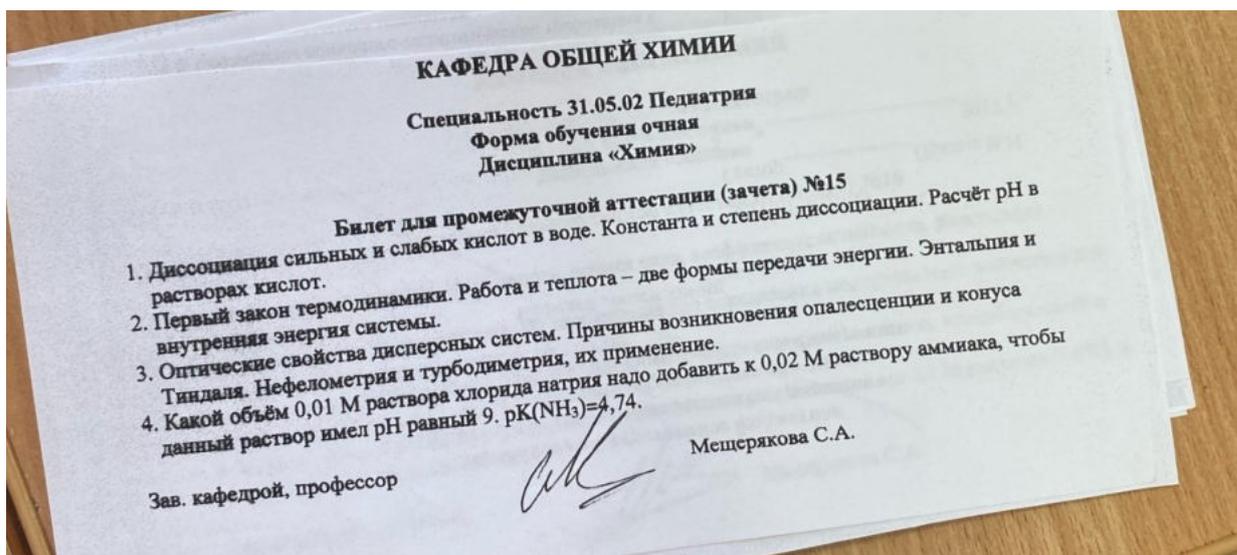
$\Delta G = 0$ – обратимые процессы

Константа химического равновесия

Константа равновесия — величина, которая показывает соотношение между концентрациями продуктов реакции и исходными веществами, которая устанавливается при равновесии.

При неизменной температуре константа равновесия остается неизменной величиной. Она рассчитывается из экспериментальных данных и определяет равновесные концентрации как исходных веществ, так и продуктов реакции при определенной температуре.

15 билет



1. Вопрос -Кислоты – это электролиты, при диссоциации которых образуются *катионы водорода и анионы кислотного остатка*.

Сильные кислоты диссоциируют полностью по одной ступени:



При диссоциации сильных кислот ставится знак равенства, а при диссоциации слабых кислот вместо знака равенства ставится знак обратимости.



Степень диссоциации-отношение числа продиссоциировавших молекул электролита в растворе к общему числу его молекул

$$\alpha = (N_d/N) \cdot 100\%$$

- α - степень диссоциации;
- N_d - число диссоциированных (распавшихся на ионы) молекул электролита;
- N - общее число молекул электролита в растворе.

Величина степени диссоциации зависит:

- от природы растворителя - степень диссоциации тем выше, чем выше полярность растворителя;
- от температуры - степень диссоциации тем выше, чем выше температура;
- от концентрации - степень диссоциации тем выше, чем ниже концентрация растворенного вещества (более разбавленный раствор);
- от природы электролита - степень диссоциации тем выше, чем полярней связи в молекулах, по которым происходит диссоциация.

Константа электролитической диссоциации (K_d) характеризует равновесие системы электролитического раствора - это характеристика силы электролитов. Чем больше константа диссоциации, тем сильнее диссоциирует электролит, т.е., он легче распадается на ионы, которых в растворе становится много, и электролит становится сильным.

Степень диссоциации и константа диссоциации связаны соотношением (c - молярная концентрация электролита):

$$K_d = (\alpha^2 \cdot c) / (1 - \alpha)$$

Расчет pH кислот и оснований

Кислоты

сильные

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{к-та}}$$

слабые

$$\text{pH} = -\lg(\alpha \times C_{\text{к-та}}) \text{ или}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \lg C_{\text{к-та}}),$$

2 вопрос. I закон термодинамики

Это закон сохранения энергии

1. Энергия не создается и не уничтожается. Возможен лишь переход из одного вида в другой в строго эквивалентных количествах
2. Внутренняя энергия изолированной системы есть величина постоянная
3. Невозможно создать вечный двигатель, который совершал бы работу без затраты энергии (вечный двигатель I рода)

$Q = \Delta U + A$. -Количество теплоты, полученное системой, идет на изменение ее внутренней энергии и совершение работы над внешними телами.

Теплота – неупорядоченная форма передачи энергии (Q)

Работа – упорядоченная форма передачи энергии (W)

Внутренней энергией (U) называется *находящаяся в веществе или системе в скрытом виде энергия*

Энтальпией (H) называется *сумма внутренней энергии и произведения давления на объем:*

$$H = U + p \cdot V$$

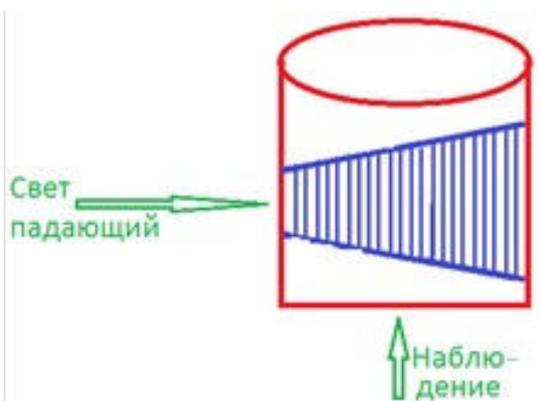
3 вопрос

Оптические

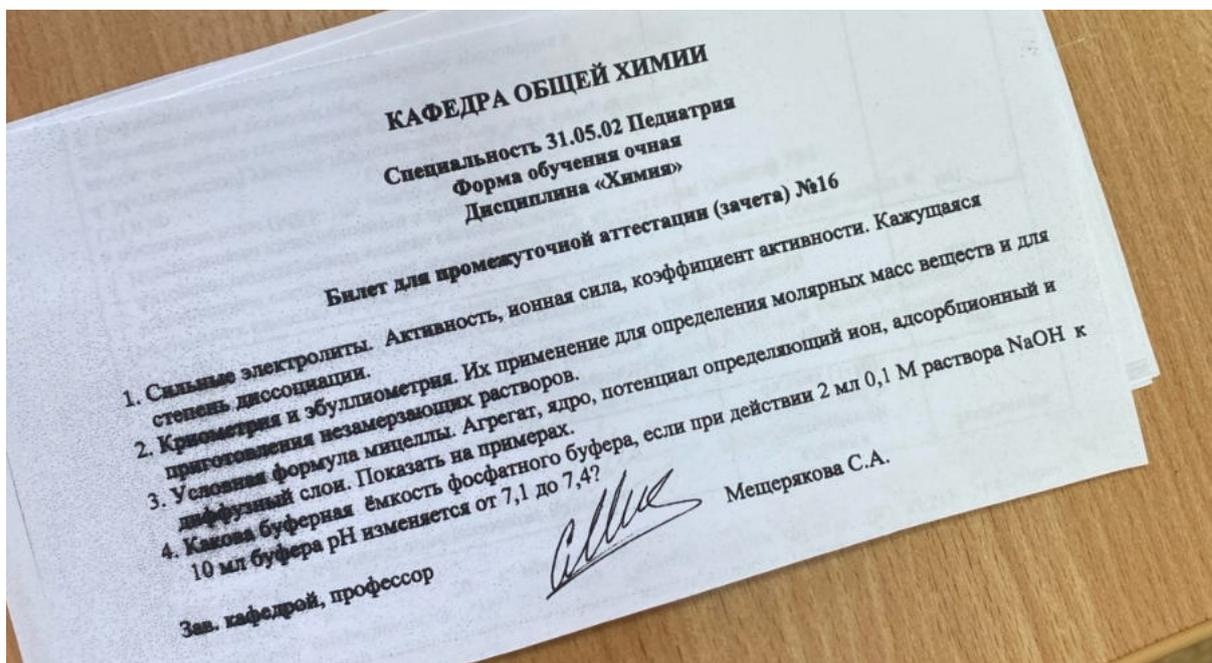
Это рассеяние света, поглощение света. Явления – отражение, преломление, рассеяние и поглощение – зависят от соотношения между λ и r

А. В грубодисперсных системах $\lambda < r$, поэтому отражение света.

Б. В коллоидно-дисперсных системах $\lambda \approx r$, поэтому преобладает рассеяние – опалесценция – матовое свечение голубоватых оттенков при боковом наблюдении. Это называется эффект Тиндаля. Появляется конус Тиндаля. По этому признаку можно определить коллоидные растворы



16 билет



1 вопрос :Сильные электролиты. Активность, ионная сила,коэффициент активности.Кажущаяся степень диссоциации?

Сильные электролиты — химические соединения, молекулы которых в разбавленных растворах практически полностью диссоциированы на ионы. Степень диссоциации таких электролитов близка к 1.

Мерой электростатического взаимодействия ионов в растворе является ионная сила раствора (μ), равная полусумме произведений молярных концентраций всех присутствующих в растворе ионов на квадраты их зарядов:

На величину электростатического взаимодействия ионов в растворе не влияют электронейтральные молекулы (неэлектролиты или слабые электролиты), поэтому их не учитывают при вычислении ионной силы раствора.

Ионная сила раствора равна молярной концентрации этого электролита.

Ионная сила раствора, содержащего несколько сильных электролитов, равна сумме ионных сил, создаваемых каждым из них.

Активность компонентов раствора — эффективная концентрация компонентов с учётом различных взаимодействий между ними в растворе, то есть с учётом отклонения поведения системы от модели идеального раствора.

С увеличением ионной силы раствора коэффициент активности уменьшается. Однако, достигнув определенного минимального значения, коэффициент активности при дальнейшем увеличении ионной силы возрастает.

Активность отличается от общей концентрации на некоторую величину. Отношение активности к общей концентрации вещества в растворе называется коэффициентом активности.

С. Аррениус показал (1887 г), что для электролитов имеется **степень диссоциации (α)**.

$$\alpha = \frac{N_{\text{дис}}}{N_o} = \frac{C_{\text{дис}}}{C_o}$$

$0 < \alpha \leq 1$, тогда **$i = 1 + \alpha(n-1)$**

n – число ионов, на которые распадается молекула электролита,
 α – степень диссоциации (для сильных электролитов кажущаяся степень диссоциации).

Например, для: $\text{CaCl}_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

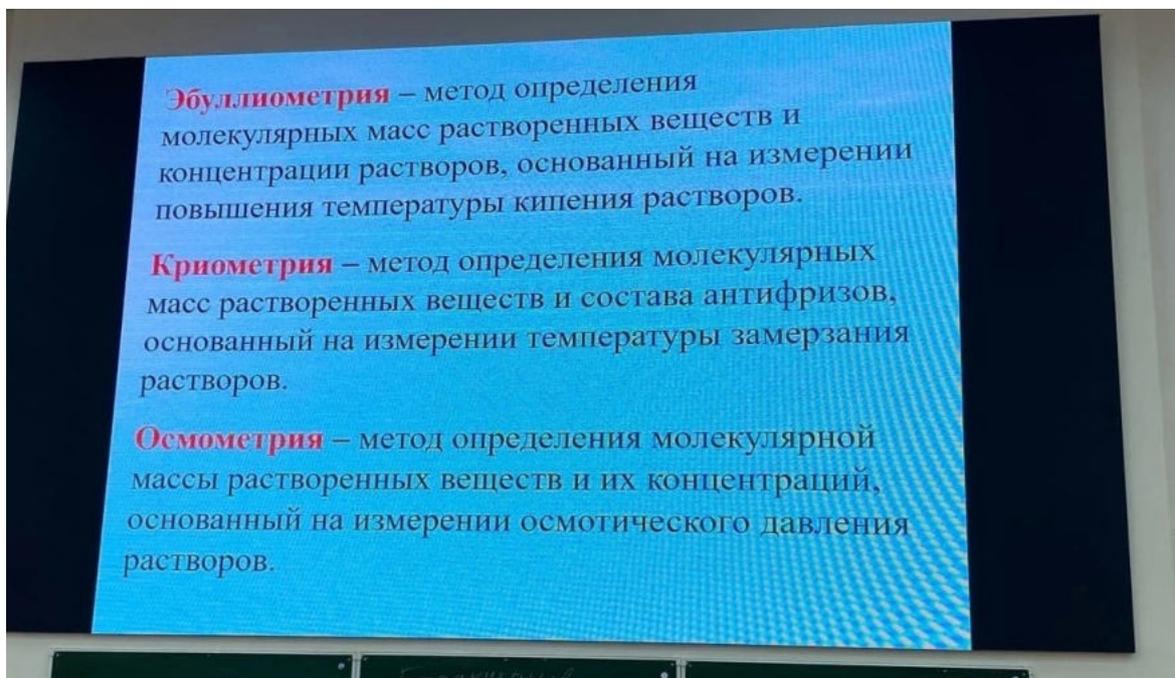
при $\alpha_{\text{каж}} = 0,9$ $i = 1 + 0,9 \cdot (3 - 1) = 2,8$

Вопрос 2: Криометрия и эбуллиометрия. Их применение для определения молярных масс веществ и для приготовления незамерзающих растворов?

Так криоскопический метод часто используется для определения

молекулярной массы вещества. Согласно следствию из закона Рауля

Метод эбуллиоскопии можно использовать для определения молекулярных весов растворенных веществ.



Вопрос 3: Условная формула мицеллы. Агрегат, ядро, потенциал определяющий ион, адсорбционный и диффузный слой?

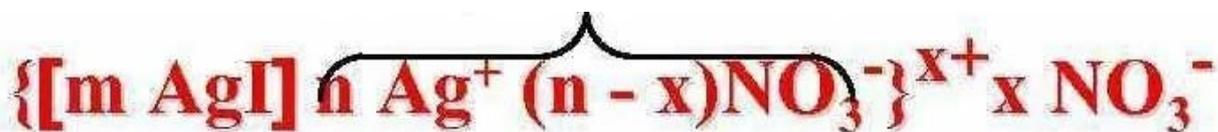
Внутреннюю часть мицеллы составляет агрегат основного вещества. Агрегат состоит из большого числа молекул или атомов кристаллического или аморфного строения. Агрегат электронейтрален, но обладает большой адсорбционной способностью и способен адсорбировать на своей поверхности ионы из раствора – потенциалопределяющие ионы. Агрегат вместе с потенциалопределяющими ионами составляет ядро мицеллы. Ядро мицеллы, обладающее большим зарядом, притягивает ионы противоположного заряда – противоионы (ПИ) из раствора.

Часть противоионов находится в непосредственной близости от ядра, прочно связана с ним за счет адсорбционных и

электростатических сил, и образует плотную часть двойного электрического слоя (адсорбционный слой).

Ядро с противоионами плотной части двойного электрического слоя образуют гранулу или коллоидную частицу. Знак заряда коллоидной частицы определяется знаком заряда потенциалопределяющих ионов.

Коллоидную частицу (гранулу) окружают противоионы диффузного слоя – остальная часть противоионов, подвергающихся броуновскому движению и менее прочно связанная с ядром. В целом образуется мицелла.



Задачи

$\frac{C(NH_3)}{C(H_2O)} = 0,55$
 $\frac{C_{H_2O}}{C_{NH_3}} = 10 \Rightarrow 0,55 \Rightarrow C_H = C_M \cdot C = \frac{n}{V}$

Задача 11

$T = 25^\circ C$
 $\Delta H = 209,1 \text{ Дж/моль}$
 $\Delta S = 238 \text{ Дж/моль}\cdot K$
 $\pm 6 \cdot ?$

Решение:
 $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$
 $\Delta G = 209,1 \cdot 10^3 \text{ Дж/моль} - 298 K \cdot 238 \text{ Дж/моль}\cdot K$
 $= 209000 - 70844 = 138156 \approx 138 \text{ кДж/моль}$

Ответ: реакция невозможна

Задача 12

$\Delta T = 4,6^\circ C$
 $\gamma = 1,3$
 $t_2 = 36,6^\circ C$
 $t_1 = 30^\circ C$

$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \Rightarrow$
 $\rightarrow \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 1,3^{\frac{36,6 - 30}{10}} = \frac{1,3^{0,6}}{10^0} = 4,6$

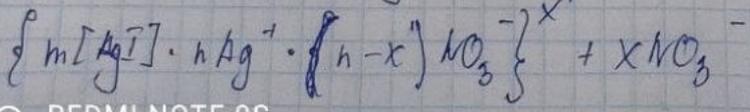
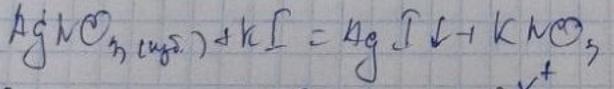
Ответ: в скорость реакции увеличится в 4,6 раз

Задача 12

$V(AgNO_3) = 2 \text{ мл}$
 $C = 0,5 \text{ М}$
 $S = 1,01 \text{ г/мл}$
 $V(KI) = 2,5 \text{ мл}$
 $C = 0,001 \text{ М}$

Решение:
 $n(AgNO_3) = 2 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot 0,5 \text{ М} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$
 $n(KI) = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,001 \text{ М}$
 $m(AgNO_3) = S \cdot V = 1,01 \text{ г/мл} \cdot 2 = 2,02 \text{ г}$
 $n(AgNO_3) = \frac{2,02 \text{ г}}{169,87 \text{ г/моль}} = 0,12 \cdot 10^{-5} \text{ моль}$
 $n(KI) = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,001 \text{ М} = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ моль}$

Т.е. есть избыток $AgNO_3$, который и будет находиться в адсорбционной и диффузионной слоях



$$\frac{C(NH_3)}{C(H_2O)} = 0,5$$

$$\frac{P_{air}}{P_{max}} = 10^{0,55} = 3,55$$

Значения

$$C(NH_3) \cdot 10^3$$

$$C_0 = 1,03 \text{ г/л}$$

$$T = 301 \text{ K}$$

$$P_{air} = \frac{9,7 \cdot 10^3 T}{M}$$

$$P_{air} = \frac{10^3 \cdot 0,1 \cdot 10 \cdot 1,03 \cdot 0,51 \cdot 301}{180 \cdot 10^3 \text{ г/моль}} = 151,3 \text{ г/л}$$

$P_{air} < P_{max}$

Отв: $P_{air} = 151,3 \text{ г/л}$

Значения

$$V_1(NaCl) = 0,05 \text{ л}$$

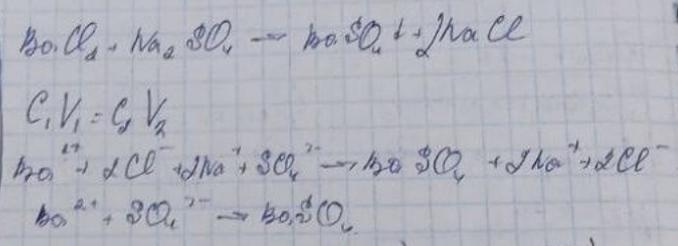
$$C_1(NaCl) = 0,05 \text{ M}$$

$$V_2(Na_2SO_4) = 0,001 \text{ л}$$

$$C_2(Na_2SO_4) = 0,05 \text{ M}$$

$$\Pi(Na_2SO_4) = 1 \cdot 10^{-10}$$

осп. осн. в осадок?



$$C'(BaCl_2) = \frac{C(Na_2SO_4) \cdot V(Na_2SO_4)}{V_1 + V_2}$$

$$= \frac{0,001 \text{ M} \cdot 0,001 \text{ л}}{0,05 \text{ л} + 0,001 \text{ л}} = \frac{10^{-3} \cdot 5 \cdot 10^{-2}}{0,0501} = 0,000998$$

$$C'(SO_4^{2-}) = \frac{C(SO_4^{2-}) \cdot V(SO_4^{2-})}{V_1 + V_2} = \frac{0,001 \text{ M} \cdot 0,001 \text{ л}}{0,0501} = 1,99 \cdot 10^{-8}$$

$$< \frac{10^{-6}}{0,0501} = \frac{10^{-6}}{501 \cdot 10^{-4}} = \frac{10^{-2}}{501} = 1,99 \cdot 10^{-5}$$

$$1 \cdot 10^{-10} < 1,99 \cdot 10^{-8}$$

Отв: осадок образуется.

$\frac{C(\text{NaOH})}{C(\text{HCl})} = 0,55$
 $\frac{C_{\text{NaOH}}}{C_{\text{HCl}}} = 10 \Rightarrow 10 \cdot 0,55 = 5,5 \Rightarrow C_{\text{HCl}} = C_{\text{NaOH}} \cdot C = \frac{n}{V}$
 $\frac{10 \cdot 0,55}{10} = 0,55$
 ...
 ...

Задача 10
 Дано
 $\omega_{\text{HCl}} = 20\%$
 $E = 0,52 \text{ кг} \cdot \frac{1000}{1000}$
 $t_{\text{HCl}} = ?$
 Ответ: $t_{\text{HCl}} = 100,001404 \text{ г}$

$t_{\text{HCl}} = E \cdot C_{\text{HCl}}$
 Пусть мы имеем 100 г. раствора \Rightarrow
 $\Rightarrow m_{\text{HCl}} = 20 \text{ г}$, $m_{\text{H}_2\text{O}} = 80 \text{ г}$
 $C_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}} \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{20 \cdot 1000}{36,5 \cdot 80} = 6,85 \cdot 10^{-3}$
 $t_{\text{HCl}} = 0,52 \cdot 6,85 \cdot 10^{-3} = 3,56 \cdot 10^{-3} = 0,00356 \text{ г}$
 $t_{\text{HCl}} = 100,00356 \text{ г}$

Задача 13
 $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,05 \text{ моль/л}$
 $C_{\text{свободной кислоты}} = 0,02 \text{ моль/л}$
 $pK = 4,76$
 $pH = ?$

Средн. ионная
 $pH = pK_a + \lg \frac{C_{\text{соли}}}{C_{\text{кислоты}}} = 4,76 + \lg \frac{0,02 \text{ моль/л}}{0,05 \text{ моль/л}}$
 $= 4,76 - 0,4 = 4,36$

Ответ: $pH = 4,36$

Задача 16
 $V(\text{NaOH}) = 2 \text{ мл}$
 $C(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ М}$
 $V_{\text{общ}} = 10 \text{ мл}$
 $\Delta pH = 0,3$
 $B_{\text{буф}} = ?$

Решение:
 $B_{\text{буф}} = \frac{2 \text{ мл} \cdot 0,1 \text{ М}}{10 \text{ мл} \cdot 0,6} = 0,067$
 Ответ: $B_{\text{буф}} = 0,067$

$V_0: p-p_0 = 50 \text{ mm}$
 $V(\text{HCl}) = 2 \text{ mm}$
 $C(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$
 $\text{pH} = 0,3$
 $B_{\text{H}^+}?$

$$B_{\text{H}^+} = \frac{C_2 V_2}{V_{\text{HCl}} \cdot \text{pH}} = \frac{1000 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1 \text{ mol/l}}{50 \cdot 10^{-3} \cdot 0,3} = 0,026$$

$C_{\text{H}^+} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-0,3} = 0,026$

Trans vs
 $V_{\text{sup}} = 50 \text{ mm}$
 $V(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 12,5 \text{ mm}$
 $C(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,01 \text{ M}$
 $J = ?$

$$J = \frac{C_{\text{Na}} \cdot V}{V_0} \Rightarrow J = \frac{0,01 \text{ M} \cdot 12,5 \text{ mm}}{50 \text{ mm}} = 0,0025$$

$C_{\text{res}}: J = 0,0025$

Trans vs
 $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 60\% = 0,6$
 $S = 1,77 \text{ g/cm}^3$

Решение:
 Пусть масса смеси 100 g - масса \Rightarrow
 $m_{\text{p.b.}} = 60 \text{ g}$, $m_{\text{p-n.s.}} = 100 \text{ g} - 60 \text{ g} = 40 \text{ g}$

$C_{\text{M}} = ?$
 $C_{\text{p.b.}} = ?$

$$C_{\text{M}} = \frac{m_{\text{p.b.}}}{M \cdot V} = \frac{60 \text{ g}}{98 \text{ g/mol} \cdot 60 \text{ g}} = 0,018$$

$$m = \rho V \Rightarrow V = \frac{m}{\rho}$$

$$C_{\text{m}} = \frac{m_{\text{p.b.}}}{M_{\text{p.b.}} \cdot m_{\text{p-n.s.}}} = \frac{60 \text{ g}}{63 \text{ g/mol} \cdot 40 \text{ g}} = 0,03$$

$C_{\text{res}}: C_{\text{M}} = 0,018 ; C_{\text{m}} = 0,03$

$\rho(H_2) = 0,55$
 $\rho(H_2) = 10 \cdot 0,55 = 5,5 \Rightarrow C_v = C_m \cdot C = \frac{v}{2}$
 name konus - ϵ / month
 ϵ / month

Задание 1

<p>Дано: $m_{H_2} = 100g$ $V(C_6H_6) = 450cm^3$ $S = 0,78^2 / un$ $L_m = ?$</p>	<p>Решение: $m = SV = 450 \cdot 0,78 = 351g$ $L_m = \frac{m - m_0}{m_0} = \frac{351g - 100g}{100g} = 2,51$ Ответ: $L_m = 2,51$</p>
---	--

Задание 2

<p>$T = 310K$ $\Delta H = -6,5k \text{ Дж/моль}$ $\Delta S^\circ = -9,5 \text{ Дж/моль} \cdot K$ $\Delta G = ?$</p>	<p>Решение: $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ $\Delta G = -6,5 \cdot 10^3 \text{ Дж/моль} - 310K \cdot (-9,5 \text{ Дж/моль} \cdot K)$ $= -6500 + 2945 = -3555 \text{ Дж/моль}$ $= -3,5 \text{ кДж/моль}$ Ответ: $\Delta G = -3,5 \text{ кДж/моль}$</p>
--	--

Задание 3

<p>$\omega(C_6H_6O_6) = 5\%$ $S(C_6H_6O_6) = 1,08^2 / un$ $T = 3,7^\circ C$ $P = ?$ $P_{\text{повыш}} = 740 \cdot 780k \text{ Па}$</p>	<p>Решение: $P = \frac{nRT}{V}$ $\text{Плоть в } 100 \text{ см}^3 \text{ при } p \cdot \text{пов. } n_{\text{повыш}} \Rightarrow m_{\text{пов}} = 99,5g$ $\Rightarrow m_{\text{пов}} = 100 - 0,5 = 99,5g$ $P_{\text{повыш}} = \frac{nRT}{V} \Rightarrow P_{\text{повыш}} = \frac{m \cdot k^2 T^2}{M} = \frac{0,5 \cdot 69,056 \cdot 1369}{180,16^2 / un} = 7,7 \cdot 10^3 \text{ Па} = 7,7 \text{ кПа}$</p>
---	---

Ответ: $P_{\text{повыш}} < P_{\text{повыш}} \text{ пробн}$