

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
МИНИСТЕРСТВА ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РФ

КАФЕДРА ФАРМАЦЕВТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Ким Н.Е., Ким Н.О., Ивановская Е.А.

**Рабочая тетрадь по дисциплине
ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
с дидактическим материалом**

**ДЛЯ СТУДЕНТОВ 1-ГО КУРСА
ФАРМАЦЕВТИЧЕСКОГО ФАКУЛЬТЕТА
СПО (очно-заочное образование)**

НОВОСИБИРСК – 2018

УДК 54(073)

ББК 24

Рецензент: Андриюшкова О.В. - канд.хим.наук, доцент кафедры общей химии
ФГБОУ ВО «Московский государственный университет имени М.В.Ломоносова»
зав. лабораторией **методики и научных основ обучения химии**

Составители:

Ким Наталья Ем-Еровна - канд.хим.наук, доцент кафедры фармацевтической химии
ФГБОУ ВО НГМУ;

Ким Надежда Олеговна - преподаватель кафедры фармацевтической химии ФГБОУ
ВО НГМУ;

Ивановская Елена Алексеевна – д-р.фармацевт.наук, профессор, заведующая
кафедрой фармацевтической химии ФГБОУ ВО НГМУ.

Общая и неорганическая химия: рабочая тетрадь/ Сост: Н.Е.Ким, Н.О.Ким,
Е.А.Ивановская.- Новосибирск, 2018.-65с.

Рабочая тетрадь с дидактическим материалом по предмету «Общая и неорганическая химия» предназначена для студентов 1 курса фармацевтического факультета (СПО) среднего профессионального образования (очно-заочного образования). Рабочая тетрадь позволяет эффективно использовать аудиторное время, отведенное на изучение материал, т.к. не требует времени для переписывания условий задач и заданий. Рабочая тетрадь включает краткий теоретический материал для самостоятельного изучения и структурирует проведение занятий, что удобно как для студента, так и для преподавателя. Сведенная в одной рабочей тетради справочная информация, облегчит подготовку к занятиям и к экзамену по курсу «Общая и неорганическая химия».

© Ким Н.Е.

© Ким Н.О.

© Ивановская Е.А.

©ФГБОУ ВО НГМУ Минздрава РФ

З а н я т и е №1

Тема: Введение в курс общей и неорганической химии.

Цель: Ознакомиться с правилами работы в химической лаборатории. Изучить виды химической посуды, классификацию химических реактивов, номенклатуру неорганических соединений. Повторить основные понятия и законы химии.

Теоретический материал

Задание 1. Изучить правила техники безопасности (далее ТБ) при работе в химической лаборатории.

Все лабораторные работы по общей химии проводятся с малыми количествами химических веществ. Это снижает опасность работы и возможность несчастных случаев, но не исключает их полностью. Поэтому следует: а) ознакомиться с имеющимися в лаборатории средствами пожаротушения и знать их местонахождение, б) изучить меры оказания первой помощи при несчастных случаях.

При работе в лаборатории следует соблюдать следующие правила:

- не оставляйте в проходах сумки и верхнюю одежду, не блокируйте пространство между столами;
- застегивайте защитные халаты;
- не принимайте пищу в лаборатории;
- не пробуйте любые химические вещества на вкус;
- не ставьте собственные опыты, предварительно обсудите с преподавателем план Ваших действий и работ;
- консультируйтесь с преподавателем, если не уверены в правильности своих действий.

Прежде, чем покинуть лабораторию, требуется:

- убедиться, что электрические приборы выключены;
- навести порядок на своем рабочем месте, т.е. вымыть посуду, убрать реактивы и оборудование, вытереть стол и прополоскать тряпку;
- поставить стул на его постоянное место.

При возникновении пожара в лаборатории следует немедленно выключить вентиляцию, все электрические приборы, удалить с участка возгорания все горючие вещества. При загорании электрических проводов прибор обесточивают и тушат провода песком (применение воды и пенных огнетушителей недопустимо). Для тушения ЛВЖ используют одеяла, песок, огнетушители. При загорании одежды на человеке нужно немедленно закутать его в огнестойкое одеяло. Пострадавший не должен бегать, метаться, так как это способствует горению.

Меры предосторожности при работе с пробирками. Нагревание только сухих пробирок следует проводить постепенно, не допуская выброса жидкости. Пробирка должна находиться в наклонном положении, ее отверстие направляют в сторону от себя и от людей, нельзя наклоняться над пробиркой и смотреть в ее открытое отверстие. Нагревая, непрерывно

вращайте пробирку, и время от времени осторожно встряхивайте ее содержимое.

Меры предосторожности при работе с кислотами и щелочами.

Минеральные и сильные органические кислоты при попадании на кожу и слизистые оболочки вызывают химические ожоги. Все работы с концентрированными кислотами и щелочами проводятся только в вытяжном шкафу. Разбавлять концентрированные кислоты можно только в термостойкой посуде путем приливания кислоты к воде!

Меры оказания первой помощи при несчастных случаях. При порезе рук стеклом необходимо смазать края ранки спиртовым раствором йода и наложить повязку. Так же можно закрыть ранку лейкопластырем или замазать клеем БФ-6. При сильном кровотечении надо перетянуть конечность выше раны эластичным жгутом и немедленно вызвать скорую помощь.

При ожогах кислотами немедленно промойте обожженный участок водой, 1% раствором гидрокарбоната натрия, затем наложите компресс из ваты, смоченный этим раствором.

При ожогах щелочами пораженный участок промывается водой и накладывается компресс, смоченный 1% раствором уксусной кислоты или 2% раствором борной кислоты.

При термических ожогах сразу же промывают обожженное место спиртом, затем накладывают повязку с противоожоговой мазью.

Обязательно распишитесь в журнале инструктажа по ТБ! За свои действия Вы отвечаете самостоятельно, поэтому лабораторные работы выполняйте с соблюдением правил ТБ!

Задание 2. Изучить виды химической посуды и ее назначение.

В лабораториях используется только специальная неповрежденная химическая посуда. Она должна быть чистой и сухой, так как грязь может изменить ход реакции. Грязную посуду следует мыть сразу же после окончания работ.

Химическую посуду разделяют на:

а) стеклянную, фарфоровую и кварцевую по материалу изготовления. Наиболее известны стекла марок «химически устойчивое» и «термически устойчивое». Основным недостатком стекла является хрупкость. Стеклянную посуду нельзя чистить абразивами. Посуда из кварцевого стекла более термостойкая, инертная к действию большинства химических реагентов, но самая дорогая. Фарфор обладает еще большей термической устойчивостью по сравнению со стеклом и кварцем и хорошей химической устойчивостью, поэтому фарфоровую посуду применяют для выпаривания растворов и прокаливания осадков.

Металлическая, деревянная и пластмассовая посуда в химических лабораториях встречается редко.

б) общую, специальную и мерную по назначению. Мерную посуду нельзя нагревать – она теряет при этом точность.

Задание 3. Изучить правила работы с реактивами.

Химические реактивы необходимо предохранять от загрязнений, поэтому их хранят в плотно закрывающихся стеклянных емкостях. Разлагающиеся на свету вещества должны храниться в посуде из темного стекла. Все емкости с реактивами должны иметь этикетки. Нельзя пользоваться реактивами без этикеток или с неясными надписями! При выливании жидкости из склянки ее берут так, чтобы надпись была обращена к работающему. Тогда оставшиеся на горле склянки капли жидкости при стекании не попадают на этикетку. Отходы химических реактивов запрещается сливать в канализацию, их собирают в отдельные банки.

По степени чистоты реактивы делят на:

- а) чистые (Ч.) – содержание основного вещества не менее 98%,
- б) чистые для анализа (Ч.Д.А.) – содержание основного вещества не менее 99%,
- в) химически чистые (Х.Ч.) – содержание основного вещества выше 99%,
- г) особо чистые (Ос.Ч.) – содержание основного вещества близко к 100%.

Задание 4. Изучить номенклатуру неорганических соединений.

Номенклатура неорганических соединений – это система рациональных названий сложных неорганических веществ. В 1959 году Номенклатурная комиссия Международного союза чистой и прикладной химии (ИЮПАК) разработала принципы международной номенклатуры (МН) неорганических соединений.

Бинарные соединения состоят из атомов двух различных элементов. Важнейшие бинарные соединения – это соединения элементов с кислородом (оксиды), галогенами (галогениды), азотом (нитриды), серой (сульфиды), углеродом (карбиды) и соединения металлов с водородом (гидриды) и др. Их названия по правилам МН образуются из латинского корня названия более электроотрицательного элемента и русского названия менее электроотрицательного элемента в родительном падеже. Если менее электроотрицательный элемент может находиться в разных степенях окисления, то после его названия в скобках указывают римскими цифрами степень его окисления. Например: CaO – оксид кальция, KCl – хлорид калия, BN – нитрид бора, CuS – сульфид меди (II), Al_4C_3 – карбид алюминия, NaN – гидрид натрия.

Гидроксиды (основания). Согласно МН соединения, содержащие в своем составе гидроксильные группы, называются гидроксидами. В случае металлов переменной степени окисления в скобках указывают степень окисления металла в данном гидроксиде. Например: $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III).

Кислоты. Для кислот применяется в основном русская номенклатура (РН), а для наименований их анионов – международная.

Согласно правилам РН названия бескислородных кислот образуют путем прибавления суффикса –исто- и окончания –водородная к названию кислотообразующего элемента и слова кислота: HCl – хлористоводородная кислота, HBr – бромистоводородная кислота. По МН названия

бескислородных кислот образуют из названия кислотного остатка с окончанием –о и слова водород: HCl – хлороводород.

Названия кислородсодержащих кислот, образованных одним и тем же элементом, различаются окончаниями: -ная, -овая (евая) – в кислотах с большим содержанием кислорода (для высшей или любой единственной степени окисления элемента, образующего кислоту); –оватая (для промежуточной степени окисления +5); –истая (для промежуточных степеней окисления +3 и +4); -оватистая (в кислотах с меньшим содержанием кислорода, для степени окисления +1). Например: HClO_4 – хлорная кислота, HClO_3 – хлорноватая кислота, HClO_2 – хлористая кислота, HClO – хлорноватистая кислота.

Названия кислот, представляющих собой гидратные формы одного и того же ангидрида кислоты, но с разным числом молекул воды, отличаются приставками: для гидратной формы с наименьшим числом молекул воды – мета-, с наибольшим – орто-, например: $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_3$ – метафосфорная кислота, $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$ – ортофосфорная кислота.

Кислоты, содержащие свыше одного атома кислотообразующего элемента в одной и той же степени окисления, называются изополикислотами; число атомов этого элемента указывают русской или греческой приставкой, например: $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – дифосфорная кислота.

Соли. Для названия солей в настоящее время используется в основном МН. По этой номенклатуре название соли складывается из названия металла и латинского названия кислотного остатка (аниона).

Название соли бескислородной кислоты имеет окончание – -ид.

Если анионообразующий элемент имеет две степени окисления, тогда в название аниона при высшей степени окисления вводят суффикс –ат, а при низшей – -ит, например SO_4^{2-} – сульфат (соли – сульфаты), SO_3^{2-} – сульфит (соли – сульфиты).

В названиях анионов с тремя различными степенями окисления элемента для высшей степени окисления используют суффикс – ат, для промежуточной – ит, а для низшей – суффикс –ит и приставку гипо-, например: NO_3^- – нитрат (соли - нитраты), NO_2^- нитрит (соли - нитриты), $\text{N}_2\text{O}_2^{2-}$ гипонитрит (соли - гипонитриты).

В названиях анионов с четырьмя различными степенями окисления анионообразующего элемента для высшей степени окисления применяется приставка пер- и суффикс –ат, далее (в порядке уменьшения степеней окисления) –суффикс –ат, затем суффикс –ит, наконец, суффикс – ит и приставка гипо-. Например: ClO_4^- – перхлорат (соли - перхлораты), ClO_3^- – хлорат (соли - хлораты), ClO_2^- – хлорит (соли - хлориты), ClO^- – гипохлорит (соли - гипохлориты).

Для солей, образованных металлами с переменной степенью окисления, последнюю указывают в скобках: FeSO_4 – сульфат железа (II).

Названия кислых солей образуют, добавляя к названию аниона приставку гидро- (если необходимо, то с соответствующим числительным): KH_2PO_4 – дигидроортофосфат калия.

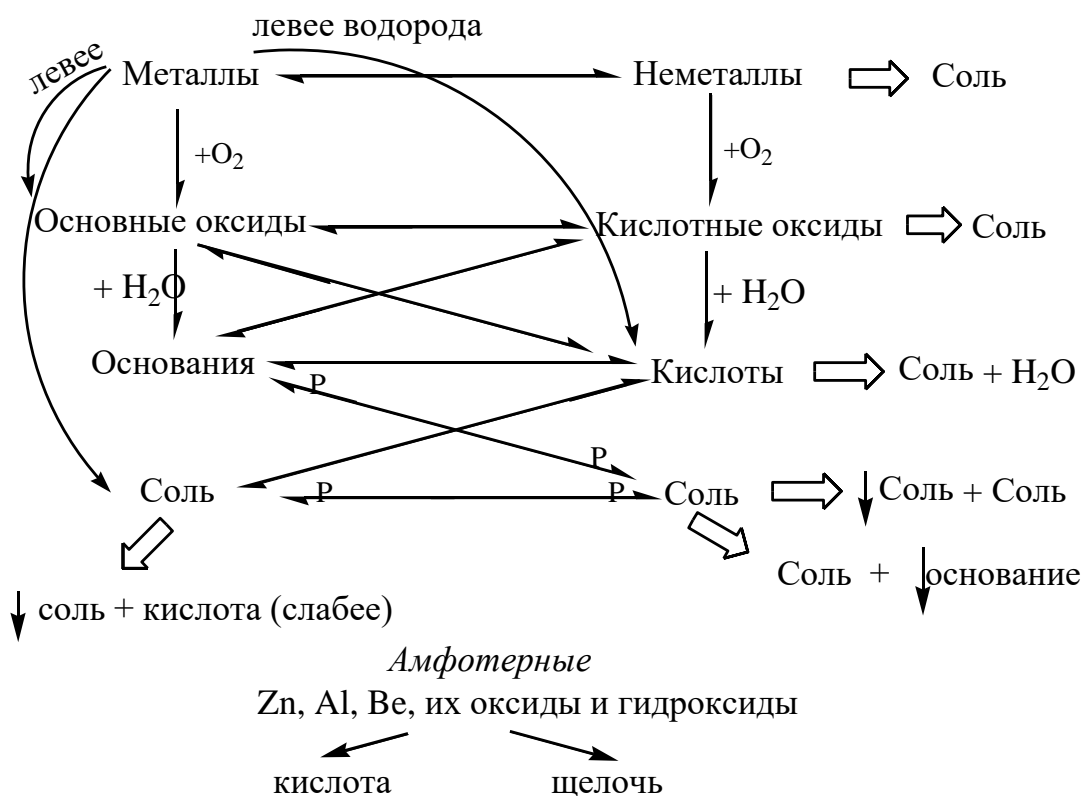
Названия основных солей образуют аналогичным образом, добавляя приставку гидроксо-: $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ – гидроксокарбонат меди (II).
 Формулы и названия двойных солей начинаются с катиона, имеющего более высокую степень окисления: $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2$ – алюминия-калия сульфат.
 (Названия важнейших кислот и их солей см. в приложении).

Задание 5. Задания для самостоятельной работы:

1) Заполните таблицу:

Формула	Название	Класс соединений
MnO		
SO_3		
Na_2S		
$\text{Ca}(\text{OH})_2$		
HCl		
CuO		
H_3PO_4		
MgCO_3		
$\text{Zn}(\text{OH})_2$		
Al_2O_3		
KOH		
H_2SO_4		
CO_2		
NaCl		
$\text{Fe}(\text{OH})_3$		
Na_3PO_4		
CaC_2		

Взаимосвязь основных классов неорганических соединений



2) Напишите реакцию получения вещества любым способом:
а) оксид углерода (IV),

б) гидроксид алюминия,

в) серную кислоту,

г) карбонат кальция,

д) оксид меди (II)

Задание 6. Повторить:

Основные понятия и законы общей химии (моль, молярная масса вещества, количество вещества, закон Авогадро и его следствия, закон Бойля-Мариотта, закон Гей-Люссака, универсальный газовый закон).

А) Напишите формулы расчета количества вещества:

Б) Рассчитайте молярную массу фосфата кальция

В) Н.у. (нормальные условия)

Давление

Температура

Г) Стандартные условия

Давление

Температура

Задание 7. Домашнее задание:

1) В состав человеческого тела входит в среднем по массе 65% кислорода, 18% углерода, 10% водорода, 0,15% натрия, 0,15% хлора. Каких атомов больше в человеческом теле? Ответ подтвердите расчетами.

2) Какой объем при 25°C и давлении 150 кПа займет сероводород массой 68 г?

3) Рассчитайте плотность по водороду при н.у. газовой смеси, состоящей из аргона объемом 56 л и азота объемом 28 л.

З а н я т и е №2

Тема: Способы выражения состава растворов.

Цель: Научиться производить расчеты, необходимые для приготовления растворов, и готовить растворы заданной концентрации из сухой соли или кристаллогидрата.

Теоретическая часть

Способы выражения состава растворов

Молярная концентрация раствора C_M – величина, показывающая сколько моль вещества находится в 1 литре раствора. Единица измерения - моль/л

$$C_M = \frac{n(x)}{V} = \frac{m}{M(x) \cdot V} ; \text{ моль/л где,}$$

$n(x)$ – количество вещества (моль)

m – масса растворенного вещества (г)

$M(x)$ – молярная масса растворенного вещества (г/моль)

V – объем раствора (л)

Если объем раствора дан в миллилитрах (мл), то

$$C_M = \frac{m \cdot 1000}{M(x) \cdot V}; \quad \text{моль/л}$$

Например: $C_M = 0,5$ моль/л означает, что в 1 литре раствора растворено 0,5 моль вещества.

Молярная концентрация эквивалента $C_{\text{Э}}$ - величина, показывающая, сколько моль эквивалента находится в 1 литре раствора. Единица измерения моль-экв./л

$$C_{\text{Э}} = \frac{n_{\text{Э}}(x)}{V} = \frac{m}{M_{\text{Э}}(x) \cdot V} = \frac{m}{M(x) \cdot f_{\text{Э}} \cdot V}; \quad \text{моль-экв/л, где,}$$

$$n_{\text{Э}}(x) - \text{количество вещества эквивалента (моль-экв.).} \quad n_{\text{Э}} = \frac{m}{M_{\text{Э}}(x)}$$

Эквивалент – некая реальная или условная частица, которая может присоединять или высвобождать один ион водорода в кислотно-основных реакциях или один электрон в окислительно-восстановительных реакциях

m – масса растворенного вещества (г)

$M_{\text{Э}}(x)$ – молярная масса эквивалента (г/моль-экв.). $M_{\text{Э}}(x) = M(x) \cdot f_{\text{Э}}$

Фактор эквивалентности $f_{\text{Э}}$ - величина безразмерная, рассчитывается для разных классов соединений по следующим формулам.

$$\text{Для кислот:} \quad f_{\text{Э}}(\text{кислот}) = \frac{1}{\text{основность} \cdot \text{кислоты}}$$

$$\text{Например: } f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{Э}}(\text{HCl}) = 1$$

$$\text{Для оснований:} \quad f_{\text{Э}}(\text{основания}) = \frac{1}{\text{кислотность} \cdot \text{основания}}$$

$$\text{Например: } f_{\text{Э}}(\text{KOH}) = 1; \quad f_{\text{Э}}[\text{Al}(\text{OH})_3] = \frac{1}{3}$$

$$\text{Для солей:} \quad f_{\text{Э}}(\text{соли}) = \frac{1}{\text{число} \cdot \text{атомов} \cdot \text{металла} \times \text{валентность} \cdot \text{металла}}$$

$$\text{Например: } f_{\text{Э}}(\text{K}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2 \times 1} = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{Э}}[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3] = \frac{1}{2 \times 3} = \frac{1}{6}$$

Если объем раствора дан в миллилитрах (мл), то

$$C_{\text{Э}} = \frac{m \cdot 1000}{M_{\text{Э}}(x) \cdot V} = \frac{m \cdot 1000}{M(x) \cdot f_{\text{Э}} \cdot V}; \quad \text{моль-экв /л}$$

Например: $C_{\text{Э}} = 0,5$ моль-экв/л означает, что в 1 л раствора растворено 0,5 моль эквивалента вещества.

(В ранних источниках данный способ выражения концентрации назывался нормальностью раствора)

Массовая доля (процентная концентрация) $C\%$ или ω – величина, показывающая, сколько граммов вещества находится в 100 г раствора. Единица измерения - % или доли.

$$C\% = \frac{m(\text{в} - \text{ва})}{m(\text{р} - \text{ра})} 100\% = \frac{m(\text{в} - \text{ва})}{V \cdot \rho} 100\%; \quad \%, \quad \text{где}$$

$m(\text{в-ва})$ – масса растворенного вещества (кг, г)

$m(\text{р-ра})$ – масса раствора (кг, г).

$$m(\text{р-ра}) = V \cdot \rho$$

V – объем раствора (л, мл)

ρ – плотность раствора (кг/л, г/мл)

Например: $C\% = 6\%$. Это означает, что в 100 г раствора находится 6 г растворенного вещества (6г вещества и 94г воды).

Титр раствора T – величина, показывающая, какая масса вещества находится в 1 миллилитре раствора.

$$T = \frac{m(\text{в-ва})}{V(\text{р-ра})} ; \quad \text{г/мл, где}$$

$m(\text{в-ва})$ – масса растворенного вещества (г)

$V(\text{р-ра})$ – объем раствора (мл)

Например: $T = 0.0063$ г/мл означает, что в 1 мл раствора растворено 0.0063 г вещества.

Молярная концентрация C_μ – величина, показывающая, какое количество вещества растворено в 1 килограмме растворителя.

$$C_\mu = \frac{n(x)}{m(\text{р-ля})} ; \quad \text{моль/кг, где}$$

$n(x)$ – количество вещества (моль)

$m(\text{р-ля})$ – масса растворителя (кг)

Например: $C_\mu = 0,75$ моль/кг означает, что в 1 кг растворителя растворено 0,75 моль вещества.

Миллиграмм процент ($\text{мг}\%$) – величина, показывающая, сколько миллиграммов вещества находится в 100 г или 100 мл физиологического раствора ($\rho = 1\text{г/мл}$)

Данный способ выражения концентрации используется в медицинской практике и отличается от процентной концентрации только единицей измерения массы растворенного вещества.

Все виды концентрации пропорциональны друг другу, следовательно, можно от одного способа выражения концентрации перейти к другому.

$$C_M = \frac{C\% \cdot \rho \cdot 10}{M(x)} = f_\% \cdot C_\% = \frac{T \cdot 1000}{M(x)}$$

$$C_\% = \frac{C\% \cdot \rho \cdot 10}{M(x) \cdot f_\%} = \frac{C_M}{f_\%} = \frac{T \cdot 1000}{M(x) \cdot f_\%}$$

$$C\% = \frac{C_M \cdot M(x)}{10 \cdot \rho} = \frac{f_\% \cdot C_\% \cdot M(x)}{10 \cdot \rho}$$

Способ выражения концентрации	Обозначение	Определение	Формула расчета	Единица измерения
Массовая доля	ω , С%	Масса вещества в 100 г раствора	$C\% = \frac{m(v - va)}{m(p - pa)} 100\%$ $C\% = \frac{m(v - va)}{V \cdot \rho} 100\%$ $m_{p-pa} = m_{v-v_a} + m_{p-л_я}$	%, доли
Молярная доля	χ	Отношение количества вещества растворенного вещества к суммарному количеству всех компонентов в растворе	$\chi = \frac{n(v - va)}{n(v - va) + n(p - л_я)}$	%, доли
Молярная концентрация (молярность)	C_M или М	Количество растворенного вещества в 1 литре раствора	$C_M = \frac{n(x)}{V} = \frac{m}{M(x) \cdot V}$ <p>Если V дан в мл., то</p> $C_M = \frac{m \cdot 1000}{M(x) \cdot V}$	моль/л
Молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация или нормальность)	C_N или Н	Количество эквивалента растворенного вещества в 1 литре раствора	$C_N = \frac{n_N(x)}{V} = \frac{m}{M_N(x) \cdot V} = \frac{m}{M(x) \cdot f_N}$ <p>Если объем дан в мл, то</p> $C_N = \frac{m \cdot 1000}{M_N(x) \cdot V} = \frac{m \cdot 1000}{M(x) \cdot f_N \cdot V}$	моль-экв/л, моль/л
Моляльная концентрация (моляльность)	C_μ	Количество растворенного вещества в 1 кг растворителя	$C_\mu = \frac{n(x)}{m(p - л_я)}$	моль/кг
Титр	T	Масса вещества в 1 мл раствора	$T = \frac{m(v - va)}{V(p - pa)}$	г/мл
Миллиграмм процент	Мг%	Масса вещества в мг в 100 г или 100 мл раствора	$m\% = \frac{m(v - va)}{m(p - pa)} 100\%$	мг%

Обучающие задачи. Пример №1. В 180 г воды растворили 9,8 г серной кислоты. Определите 1) молярную долю и 2) молярную концентрацию серной кислоты в растворе.

Решение: 1) $\chi = \frac{n(в - ва)}{n(в - ва) + n(р - ля)}$

Найдем количества вещества серной кислоты и воды

$$n(H_2SO_4) = \frac{m}{M(x)} = \frac{9,8}{98} = 0,1 \text{ моль}; \quad n(H_2O) = \frac{m}{M(x)} = \frac{180}{18} = 10 \text{ моль};$$

Найдем суммарное количество растворенного вещества и растворителя

$$n(\text{общее}) = 0,1 + 10 = 10,1 \text{ моль}$$

Подставим в расчетную формулу молярной доли $\chi = \frac{0,1}{10,1} = 0,0099$

2) Рассчитаем молярную концентрацию, переведя массу растворителя в кг

$$C_{\mu} = \frac{n(x)}{m(p - ля)} = \frac{0,1}{0,180} = 0,556 \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$$

Ответ: $\chi(H_2SO_4) = 0,0099$, $C_{\mu}(H_2SO_4) = 0,556 \text{ моль/кг}$.

Пример №2. 0.85% Раствор хлорида натрия является физиологическим раствором. Найти массу воды и соли, необходимые для приготовления 500 мл. физиологического раствора ($\rho = 1.005 \text{ г/мл}$). Определить C_M , C_{ρ} , T полученного раствора.

Решение:

1) Найдем массу раствора, который необходимо приготовить.

$$m(p - ра) = V \cdot \rho = 500 \cdot 1,005 = 502,5 \text{ г}$$

2) Найдем массу хлорида натрия, необходимого для приготовления 502,5 г раствора.

Воспользуемся формулой: $C\% = \frac{m(в - ва)}{m(p - ра)} 100\%$.

Выразим из формулы массу растворенного вещества.

$$m(в - ва) = \frac{C\% \cdot m(p - ра)}{100\%}$$

$$m(в - ва) = \frac{502,5 \cdot 0,85}{100} = 4,27 \text{ г}$$

3) Найдем массу воды, необходимую для приготовления раствора

$$m(H_2O) = 502,5 - 4,27 = 498,23 \text{ г}$$

4) Определим C_M

$$C_M = \frac{C\% \cdot \rho \cdot 10}{M(x)} = \frac{0,85\% \cdot 1,005 \cdot 100}{58,5} = 1,46 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

5) Определим C_{ρ}

$$C_{\rho} = \frac{C_M}{f_{\rho}} = \frac{1,46}{1} = 1,46 \frac{\text{моль} - \text{экв}}{\text{л}}$$

6) Определим T

$$T = \frac{m(в - ва)}{V(p - ра)} = \frac{4,27}{500} = 0,008540 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$$

Ответ: $m(\text{H}_2\text{O}) = 498,23 \text{ г}$, $m(\text{NaCl}) = 4,27 \text{ г}$, $C_M = 1,46 \text{ моль/л}$,
 $C_3 = 1,46 \text{ моль-экв/л}$, $T = 0,008540 \text{ г/мл}$

Задачи для самостоятельного решения:

1. Вычислить массу вещества, содержащуюся в заданном количестве вещества: а) 2,5 моль H_2SO_4 , б) 1,8 моль LiOH , в) 0,5 моль NaNO_3 .

2. Для смазывания десен приготовлен раствор из 5 мл 30%-ного раствора H_2O_2 и 15 мл дистиллированной воды. Рассчитать массовую долю H_2O_2 в полученном растворе ($\rho_{\text{р-ра}}$ принять равной 1 г/мл).

3. Рассчитайте объемы 2,5%-ного раствора KMnO_4 и воды, которые нужно взять для приготовления 100 мл 0,05%-ного раствора. Плотность 0,05%-ного раствора равна 1,003 г/мл, а 2,5%-ного – 1,017 г/мл.

4. В 1 л воды растворили 160 л хлороводорода (н.у.). Рассчитайте массовую долю соляной кислоты в полученном растворе.

5. Хлорид кальция широко используется в медицинской практике. Сколько граммов кристаллического CaCl_2 марки «х.ч.» и воды потребуется для приготовления 100 мл 3%-го раствора ($\rho=1\text{г/мл}$)? Какова молярная концентрация такого раствора?

Домашнее задание:

1. В медицинской практике часто используют 0,9%-ый раствор хлорида натрия ($\rho=1$ г/мл). Вычислите молярную концентрацию и титр этого раствора.

2. Гормональный препарат адреналин в медицинской практике используют в виде растворов. В ампуле содержится 1 мл 0,1%-ного раствора ($\rho=1$ г/мл). Молярная масса адреналина 219,7 г/моль. Вычислите молярную концентрацию этого раствора.

3. В дистиллированной воде растворили 4,2 г пищевой соды (NaHCO_3). Вычислите молярную концентрацию эквивалента полученного раствора, если его объем равен 200 мл.

4. Сернокислый цинк ZnSO_4 применяется в виде 0,25 % -ного раствора в воде как глазные капли. Сколько нужно добавить воды к 25 г 2%-ного раствора, чтобы приготовить глазные капли?

5. Вычислить титр раствора NaOH , если известно, что его точная концентрация $C_{\text{э}} = 0,052$ моль-экв/л.

Ответ: $T = 0,002080$ г/мл

З а н я т и е №3

Тема: Закон эквивалентов.

Цель: Установить взаимосвязи между различными концентрациями, приобрести навыки проведения титриметрического анализа.

Теоретический материал

Титриметрический анализ является разновидностью количественного химического анализа, его используют для точного определения концентрации вещества в растворе. Объемно-аналитическое определение вещества сводится к проведению химической реакции смешиванием растворов реагирующих веществ. Один из растворов содержит вещество неизвестной концентрации и называется **анализируемым**. Второй раствор содержит реагент, концентрация которого известна с большой точностью и называется **рабочим раствором** или **титрантом**. Для количественного определения кислот и солей, дающих при гидролизе кислую реакцию, используют рабочие титрованные растворы щелочей - **алкалиметрия**, а для анализа щелочей и солей со щелочной реакцией применяются титрованные растворы кислот - **ацидиметрия**. Процесс основан на **титровании** – добавлении небольших порций одного из растворов к заранее известному объему другого раствора. Для этого применяется специальная посуда, которая должна быть тщательно вымыта, - бюретки, пипетки, мерные колбы.

В процессе титрования наступает **момент эквивалентности** (точка эквивалентности), когда количества реагирующих веществ в смеси становятся эквивалентными. Т.о. объемный анализ основан на **законе эквивалентов**:

Массы реагирующих веществ прямопропорциональны молярным массам эквивалентов:

$$\frac{m_{\text{кислоты}}}{m_{\text{основания}}} = \frac{M_{\text{э(кислоты)}}}{M_{\text{э(основания)}}}$$

Следствие из закона эквивалентов:

Объемы реагирующих веществ обратнопропорциональны молярным концентрациям эквивалентов:

$$\frac{V_{\text{кислоты}}}{V_{\text{основания}}} = \frac{C_{\text{э основания}}}{C_{\text{э кислоты}}}$$

Т.е. вещества вступают в химические реакции и образуются в количествах, пропорциональных их эквивалентам: $n_{\text{экв.1}} = n_{\text{экв.2}}$. Количество эквивалентов можно вычислить исходя из объема и нормальности раствора: $n_{\text{экв.}} = V_{\text{р-ра}} \cdot C_{\text{э}}$. Отсюда следует, что $C_{\text{э1}} \cdot V_1 = C_{\text{э2}} \cdot V_2$.

Для определения точки эквивалентности чаще всего применяют **кислотно-основные индикаторы** – вещества, которые изменяют окраску в зависимости от pH раствора. Это сложные органические или неорганические вещества со слабыми кислотными или основными

свойствами. Окраска молекулярной и ионизированной форм этих веществ различна. Известны одноцветные и двухцветные индикаторы.

Индикатор	Интервал pH	Изменение окраски
Метиловый оранжевый	3,1-4,0	Красная → оранжево-желтая
Метиловый красный	4,2-6,2	Красная → желтая
Лакмус	5,0-8,0	Красная → синяя
Фенолфталеин	8,2-10	Бесцветная → красная

Подготовка к титрованию:

1. Тщательно моют бюретку.
2. Ополаскивают 2-3 раза небольшим количеством раствора для удаления остатков воды.
3. Заполняют бюретку через воронку раствором немного выше нуля, затем часть раствора спускают в стакан для вытеснения воздуха из резиновой трубки.
4. Заполнив бюретку, воронку вынимают и доводят уровень жидкости до нулевой черты.

Титруя, следует соблюдать следующие правила:

1. Каждое титрование начинать с нулевого деления.
2. Жидкость из бюретки выливать медленно, капли не должны попадать на стенки посуды. Отсчет производить через 1-2 минуты после окончания титрования.
3. Избегать нагревания бюретки от рук.
4. Раствор из бюретки вливают до изменения окраски индикатора, колбу для титрования осторожно при этом встряхивают.
5. При отсчете жидкости глаз держать точно на уровне мениска. У окрашенных жидкостей отсчет производить по верхнему мениску, у неокрашенных – по нижнему.
6. Титрование необходимо проводить не менее трех раз при условии, что результаты отличаются не более чем на 0,05-0,10 мл.
7. По окончании работы бюретку промыть и заполнить дистиллированной водой выше нулевого деления.

Обучающие задачи.

Пример №1. Определите объем раствора щелочи с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л, необходимый для полной нейтрализации раствора фосфорной кислоты объемом 20 мл и $C_э=0,05$ моль/л.

Решение: эквивалентные количества прореагировавших кислоты и щелочи должны быть одинаковыми, т.е. $n_э(\text{кислоты})=n_э(\text{щелочи})$. Из формулы расчета молярной концентрации эквивалента следует, что $n_э = C_э \cdot V_p$. Следовательно, $C_{эк} \cdot V_k = C_{эщ} \cdot V_{щ}$.

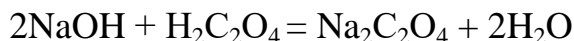
$$V_{\text{щ}} = \frac{C_{\text{э}_\kappa} \cdot V_\kappa}{C_{\text{э}_{\text{щ}}}} = \frac{0,05 \cdot 0,02}{0,02} = 0,01 \text{ л}$$

Ответ: $V_{\text{щ}} = 0,01 \text{ л}$.

Пример №2. Вычислить граммовое содержание гидроксида натрия в 250 мл раствора и титр рабочего раствора гидроксида натрия, если на титрование 10 мл этого раствора было израсходовано 8,5 мл щавелевой кислоты ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$) с $C_{\text{э}} = 0,1 \text{ моль-экв/л}$

Решение:

1. Напишем уравнение реакции:



2. Определим фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента NaOH:

$$f_{\text{экв}}(\text{NaOH}) = 1; \quad M_{\text{э}}(\text{NaOH}) = 40 \text{ г-экв/моль}$$

3. Определим $C_{\text{э}}$ раствора NaOH, используя следствие из закона эквивалентов:

$$C_{\text{э}}(\text{NaOH}) = \frac{C_{\text{э}}(\kappa) \cdot V(\kappa)}{V(\text{NaOH})} = \frac{0,1 \cdot 8,5}{10} = 0,085 \cdot \text{моль} - \text{экв} / \text{л}$$

4. Определим титр раствора:

$$T = \frac{C_{\text{э}}(\text{NaOH}) \cdot M_{\text{э}}(\text{NaOH})}{1000} = \frac{0,085 \cdot 40}{1000} = 0,003400 \cdot \text{г} / \text{мл}$$

5. Определим массу NaOH в 250 мл раствора:

$$m = V \cdot T = 250 \cdot 0,003400 = 0,85 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{NaOH})$ в 250 мл раствора = 0,85 г

Задачи для самостоятельного решения:

1. Фиксаналы – это стеклянные ампулы, содержащие вещества в строго определенном количестве (обычно 0,1 моль). Ампулы разбивают специальным бойком, вставленным в воронку, и количественно переносят содержимое в мерную колбу объемом в 1 л. В результате получают раствор вещества с точной молярной концентрацией 0,1 моль/л. Как, используя фиксанал кальцинированной соды, приготовить растворы с молярными концентрациями эквивалента, равными 0,2 моль/л; 0,4 моль/л; 0,1 моль/л?

2. Какой объем 0,2Н раствора кислоты потребуется для нейтрализации 5 мл 0,5Н раствора щелочи?

3. На титрование 3 мл 0,15Н раствора соляной кислоты израсходовано 2 мл раствора гидроксида калия. Вычислите молярную концентрацию эквивалента раствора КОН.

4. Какой объем 24%-ного раствора соляной кислоты ($\rho=1120$ г/л) необходимо взять для приготовления 1,5 л раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л?

Домашнее задание:

1. Рассчитайте титр раствора соляной кислоты, содержащей 36% HCl ($\rho=1180 \text{ кг/м}^3$).
2. Рассчитайте молярную концентрацию ионов кальция в сыворотке крови, в 100 мл которой в норме содержится 11 мг ионов кальция.
3. Найдите моляльность, молярность и нормальность 15%-ного раствора серной кислоты ($\rho=1,10 \text{ г/см}^3$).

4. Найдите моляльность растворенного вещества в 67%-ном (по массе) растворе сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$.

5. На нейтрализацию неизвестной кислоты массой 0,5 г в водном растворе понадобился раствор NaOH объемом 26,4 мл ($C_{\text{э}}=0,45$ моль/л). Определите молярную концентрацию эквивалента и молярную массу эквивалента.

З а н я т и е №4 (часть 1)

Тема: Химическая кинетика.

Цель: Изучить влияние различных факторов на скорость химической реакции.

Теоретический материал

Системой в химии принято называть мысленно изолированную часть пространства, заполненную веществом или веществами, находящимися в химическом взаимодействии друг с другом. Различают *гомогенные* и *гетерогенные* системы. Отличительной особенностью гетерогенных систем является наличие поверхностей раздела между их компонентами.

Когда газы реагируют с растворами или растворы с твердым веществом, для определения скорости реакции достаточно знать, как меняются через определенные отрезки времени концентрации (моль/л) веществ, находящихся в газовой фазе или растворе, и отнести эти изменения к единице времени.

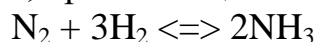
$$v = \frac{C_1 - C_2}{\tau}$$

Таким образом, *скорость химической реакции определяется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени.*

Скорость химической реакции зависит от природы и концентрации реагирующих веществ, температуры, присутствия катализатора.

Зависимость скорости химической реакции от **концентрации** определяется **ЗАКОНОМ ДЕЙСТВУЮЩИХ МАСС**: *скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.*

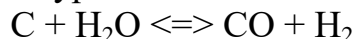
Например, для реакции, протекающей в газовой фазе



скорость определяется выражением

$$v = k [\text{N}_2] [\text{H}_2]^3$$

Для гетерогенной системы, например, при взаимодействии водяного пара с раскаленным углем по уравнению



скорость реакции зависит как от концентрации водяного пара, так и от площади поверхности твердого угля, т.е. от степени его измельчения, которое учитывается константой скорости, поэтому скорость при одной и той же степени измельчения будет зависеть только от концентрации водяного пара.

$$v = k [\text{H}_2\text{O}]$$

Зависимость скорости химической реакции от **температуры** определяется эмпирическим **ПРАВИЛОМ ВАНТ-ГОФФА**: *при повышении температуры на 10^0 скорость реакции возрастает примерно в 2-4 раза.*

$$v_2 = v_1 \gamma^{\frac{\tau_2 - \tau_1}{10}}, \text{ где}$$

v_2 – скорость реакции после повышения температуры

v_1 – скорость реакции до повышения температуры

γ – температурный коэффициент Вант-Гоффа

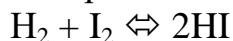
τ_2 – температура после повышения

τ_1 – температура до повышения

Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость химической реакции при повышении на 10^0 , получило название *температурного коэффициента Вант-Гоффа* и обозначается символом γ

$$\gamma = \frac{g_{\tau+10}}{g_{\tau}} = \frac{k_{\tau+10}}{k_{\tau}}$$

Некоторые реакции имеют обратимый характер.



Состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакции равны, называется *химическим равновесием*. Следовательно, если система находится в состоянии химического равновесия, то в каждую единицу времени исчезает столько же молекул водорода и йода, сколько их образуется вновь вследствие обратной реакции.

По ЗДМ $v_1 = k_1 [\text{H}_2] [\text{I}_2]$; $v_2 = k_2 [\text{HI}]^2$

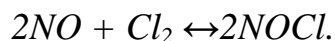
В момент равновесия $v_1 = v_2$, тогда

$$K_p = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

Концентрации отдельных составных частей системы, которые соответствуют ее состоянию равновесия, принято называть *равновесными концентрациями*.

Обучающие задачи.

Пример №1 Реакция между оксидом азота (II) и хлором протекает по уравнению



Как изменится скорость прямой реакции при увеличении:

- а) концентрации оксида азота (II) в 2 раза;
- б) концентрации хлора в 2 раза;
- в) концентрации обоих веществ в 2 раза.

Решение. Запишем кинетическое уравнение

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

а) При увеличении концентрации оксида азота в 2 раза кинетическое уравнение будет следующим: $v_1 = k [2 \cdot \text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]$

Сравним два уравнения: $\frac{v}{v_1} = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]}{[2\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]} = \frac{1}{4}$

откуда $v_1 = 4v$, следовательно, при увеличении концентрации оксида азота в 2 раза скорость реакции возрастет в 4 раза.

б) При увеличении концентрации хлора в 2 раза кинетическое уравнение будет следующим: $v_2 = k [\text{NO}]^2 [2\text{Cl}_2]$

Сравним два уравнения: $\frac{v}{v_2} = \frac{[NO]^2[Cl_2]}{[NO]^2[2Cl_2]} = \frac{1}{2}$

откуда $v_2 = 2v$, следовательно, при увеличении концентрации хлора в 2 раза скорость реакции возрастет в 2 раза.

в) При увеличении концентрации обоих веществ в 2 раза кинетическое уравнение будет следующим: $v_3 = k [2 NO]^2 [2 Cl_2]$

Сравним два уравнения: $\frac{v}{v_3} = \frac{[NO]^2[Cl_2]}{[2NO]^2[2Cl_2]} = \frac{1}{8}$

откуда $v_3 = 8v$, следовательно, при увеличении концентрации обоих веществ в 2 раза скорость реакции возрастет в 8 раз.

Пример №2. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры на 40С, если $\gamma = 3,2$?

Решение.

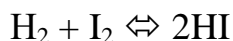
Используя формулу $\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$ - найдем изменение скорости

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 3,2^{\frac{40}{10}} = 3,2^4 = 104,9 \text{ раз.}$$

Скорость реакции при повышении температуры на 40⁰С увеличится в 104,9 раз

1. Вычислить равновесные концентрации водорода и йода, если известно, что их начальные концентрации составляли 0,02 моль/л, а равновесная концентрация HI – 0,03 моль/л. Вычислить константу равновесия.

Решение. Из уравнения реакции



видно, что для образования 2 моль йодистого водорода требуется 1 моль водорода и 1 моль йода, следовательно, для образования 0,03 моль HI требуется 0,015 моль водорода и 0,015 моль йода. Тогда равновесные концентрации (концентрации веществ, которые остались в момент равновесия) будут следующими:

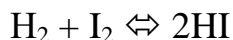
$$[H_2] = [I_2] = 0.02 - 0.015 = 0.005 \text{ моль/л,}$$

а константа равновесия рассчитывается из формулы:

$$K_p = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \quad K_p = \frac{k_1}{k_2} = \frac{(0,03)^2}{0,005 \cdot 0,005}$$

Ответ: Равновесные концентрации йода и водорода равны 0.005 моль/л,
 $K_{\text{равн}}=36$

Пример №3. Во сколько раз следует увеличить концентрацию йода в системе



чтобы скорость прямой реакции увеличилась в 8 раз.

Решение. Запишем уравнение скорости реакции по закону действующих масс:

$$v_{\text{н}} = k [\text{H}_2] [\text{I}_2]$$

По условию скорость реакции увеличилась в 8 раз, следовательно,

$$8v_{\text{н}} = v_{\text{к}}$$

Запишем скорость реакции после увеличения концентрации йода

$$v_{\text{к}} = k [\text{H}_2] [x\text{I}_2] \quad \text{Подставим значения скоростей в уравнение:} \quad 8v_{\text{н}} =$$

$$\frac{v_{\text{к}}}{v_{\text{н}}} = 8 \quad \frac{v_{\text{к}}}{v_{\text{н}}} = \frac{k [\text{H}_2] [x\text{I}_2]}{[\text{H}_2] [\text{I}_2]} = 8$$

Отсюда $x=8$. Следовательно, чтобы скорость реакции возросла в 8 раз, необходимо увеличить концентрацию йода в 8 раз.

Задачи для самостоятельного решения:

1. Во сколько раз следует увеличить концентрацию оксида углерода в системе $2\text{CO} = \text{CO}_2 + \text{C}$, чтобы скорость реакции увеличилась в 4 раза.

Ответ: в 2 раза

2. Во сколько раз увеличится скорость диссоциации дигидрофосфат аниона в слюне во время приема горячего обеда (температура 57°C), если $= 2$.

Ответ: в 4 раза

3. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в 81 раз. $\gamma=3$.

Ответ: на 40°C

Домашнее задание:

1. В реакции $\text{C(т)} + 2\text{H}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{г})$ концентрацию водорода уменьшили в 3 раза. Как изменится скорость реакции?

2. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры с 10 до 30°C ($\gamma=3$)?

З а н я т и е № 4 (часть 2)

Тема: Ионные равновесия в растворах сильных электролитов. Водородный показатель.

Цель: Изучить свойства растворов сильных электролитов; водородный показатель. Приобрести навыки расчета параметров, характеризующих сильные электролиты, и водородного показателя (pH) растворов сильных электролитов.

Теоретический материал

Протолитические процессы и равновесия.

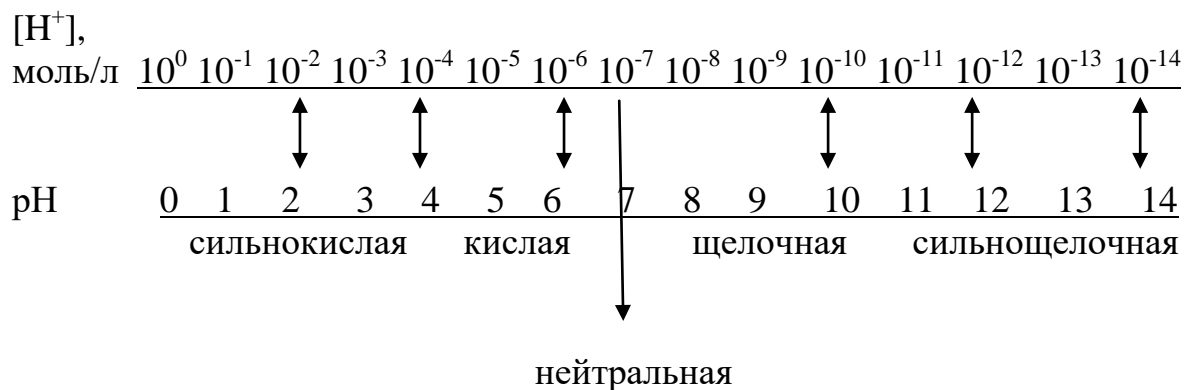
Водородный и гидроксильный показатели

Водородный показатель pH – это отрицательный десятичный логарифм активности катионов водорода в растворе: $\text{pH} = -\lg a_{\text{H}^+}$. При небольших концентрациях катионов водорода, когда коэффициент активности мало отличается от единицы и активность практически равна концентрации, pH – это отрицательный десятичный логарифм концентрации катионов водорода в растворе: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$.

Отрицательный десятичный логарифм активности (или концентрации, если она достаточно мала) гидроксид-ионов в растворе называют гидроксильным показателем: $pOH = -\lg a_{OH^-}$ или $pOH = -\lg [OH^-]$.

Зная рН всегда можно рассчитать рОН и наоборот, т.к. $pH + pOH = 14$.

Зависимость между концентрацией ионов водорода, значением рН и реакцией среды раствора показана на схеме.



рН в организме поддерживается постоянным, его смещение вызывает необратимые последствия. Значения рН различных биожидкостей и тканей организма:

Сыворотка крови - $7,40 \pm 0,05$

Слюна – 6,35-6,85

Чистый желудочный сок – 0,9-1,1

Моча – 4,8-7,5

Содержимое тонкого кишечника – 7,0-8,0

Желчь в протоках – 7,4-8,5

Желчь в пузыре – 5,4-6,9

Смещение значения рН крови в кислую область от нормальной величины $pH=7,4$ называется ацидозом, а в щелочную область – алкалозом.

Методы определения рН

1. Индикаторный (колориметрический) – основан на применении кислотно-основных индикаторов – веществ, изменяющих окраску в зависимости от характера среды. Достоинства метода: быстрота и простота. Недостатками являются большая ошибка измерения ($\pm 1 pH$) и невозможность использования для мутных и окрашенных жидкостей.

2. Потенциометрический (ионометрический) – основан на использовании специальных приборов – рН-метров, датчиками в которых служат стеклянные электроды. Достоинства метода: высокая точность ($\pm 0,01 pH$), используется для определения рН окрашенных и мутных жидкостей.

Обучающие задачи:

Пример №1. Рассчитайте рН в 5%-ном растворе муравьиной кислоты, если степень ее диссоциации составляет 0,01%, а плотность раствора равна 1,012 г/мл.

Решение: как слабый электролит, муравьиная кислота диссоциирует обратимо, поэтому расчет рН ведем с учетом степени диссоциации слабой кислоты.

$$1. C_m = n_g / v_p = m_g / (M_g \cdot v_p)$$

Пусть масса раствора кислоты 100 г, тогда масса вещества в растворе 5 г.

$$V_{p-ра} = m_{p-ра} / \rho = 100 / 1,012 = 98,8 \text{ (мл)}$$

$$C_m = 5 / (46 \cdot 0,0988) = 1,10 \text{ (моль/л)}$$

$$2. [H^+] = C_m \cdot \alpha$$

$$[H^+] = 1,10 \cdot 0,0001 = 0,00011 \text{ (моль/л)}$$

$$3. pH = -\lg[H^+]$$

$$pH = -\lg 0,00011 = 3,96$$

Задачи для самостоятельного решения:

1. В желудочном соке содержится соляная кислота, которая относится к сильным электролитам. Рассчитайте рН желудочного сока, если массовая доля HCl в нем составляет в норме 0,5%. Плотность желудочного сока принять равной 1 г/мл.

2. Рассчитайте концентрацию ионов водорода в артериальной крови с рН=7,42.

3. Рассчитайте концентрацию ионов водорода в крови, если концентрация гидроксид-ионов равна $5,63 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

4. Определить рН раствора NaOH с $C_3 = 0,01$ моль-экв/л
Ответ: рН = 12

Для воды и ее растворов произведение концентраций ионов H^+ и OH^- - величина постоянная при данной температуре. Она называется **ионным произведением воды K_w** и при $22^\circ C$ составляет $1 \cdot 10^{-14}$. $K_w = [H^+][OH^-]$

Домашнее задание:

1. Вычислить рН растворов, в которых концентрация ионов OH^- (в моль/л) равна $4,6 \cdot 10^{-4}$ моль/л;

З а н я т и е №5

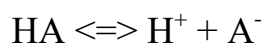
Тема: Ионные равновесия в растворах слабых электролитов. Коллигативные свойства растворов. Свойства растворов неэлектролитов.

Цель: Приобрести навыки расчета параметров, характеризующих слабые электролиты, коллигативные свойства растворов.

Теоретический материал

Слабые электролиты. Закон разбавления Оствальда.

В растворах слабых электролитов концентрация ионов мала, что дает основание пренебрегать силами электростатического взаимодействия и принять, что свойства растворов слабых электролитов определяются только равновесием диссоциации, которое полностью подчиняется закону действия масс.



Обозначим **общую** концентрацию электролита HA через C , тогда **равновесные** концентрации $[H^+] = [A^-] = C \cdot \alpha$, где α - степень диссоциации и определяется по формуле $\alpha = \frac{n \cdot (\text{число протиссоциировавших молекул})}{N \cdot (\text{общее число молекул})}$, а

концентрация недиссоциированной части электролита будет $(C - C\alpha)$ моль/л. Подставим значения в уравнение константы диссоциации

$$K = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{C \cdot \alpha \cdot C \cdot \alpha}{C(1-\alpha)} = \frac{C \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)}$$

В тех случаях, когда степень диссоциации $\alpha \leq 1$, то $K_d = C \cdot \alpha^2$. Это выражение представляет собой **закон разбавления Оствальда**.

Обучающие задачи.

Пример №1. Константа диссоциации муравьиной кислоты, диссоциирующей по уравнению $HCOOH \rightleftharpoons HCOO^- + H^+$ составляет $2,1 \cdot 10^{-4}$. Вычислить степень диссоциации α и концентрацию $[H^+]$ для 0,3 М раствора этой кислоты, используемой в качестве наружного средства при радикулите.

Решение. Поскольку муравьиная кислота является слабым электролитом, воспользуемся законом разбавления Оствальда.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{2,1 \cdot 10^{-4}}{0,3}} = 2,65 \cdot 10^{-2}$$

$$[H^+] = C \cdot \alpha = 0,3 \cdot 2,65 \cdot 10^{-2} = 7,94 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

Пример №2. Концентрация насыщенного при $40^\circ C$ раствора H_2S в сероводородных ваннах составляет 0,13 моль/л. Вычислить концентрацию ионов $[H^+]$ и $[HS^-]$. $K(H_2S) = 1 \cdot 10^{-7}$ (при $40^\circ C$)

Решение. Сероводородная кислота является слабым электролитом.

Следовательно $[H^+] = [HS^-] = C \cdot \alpha$. Из закона разбавления Оствальда найдем

$$\alpha: \quad \alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{10^{-7}}{0,13}} = 8,77 \cdot 10^{-4}$$

$$[H^+] = [HS^-] = C \cdot \alpha = 8,77 \cdot 10^{-4} \cdot 0,13 = 1,14 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

Задачи для самостоятельного решения:

1. При вымачивании овощей и последующем подкислении раствора образуется азотистая кислота с $C_M = 0,05$. Вычислить α и $[H^+]$ раствора азотистой кислоты. $K_d = 5 \times 10^{-4}$

Ответ: $\alpha = 0,1$, $[H^+] = 5 \times 10^{-3}$ моль/л

2. Определить степень диссоциации, концентрацию гидроксидных ионов, обусловленных присутствием NH_4OH в моче и pH мочи, если константа диссоциации NH_4OH равна $1,85 \times 10^{-5}$, а C в моче = 0,01 моль/л

Ответ: pH = 10,6

Домашнее задание:

1. Вычислить pH 0,01 н. раствора уксусной кислоты, в котором степень диссоциации кислоты равна 0,042.

Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов.

Свойства, связанные не с природой, а с количеством частиц, называются коллигативными. К коллигативным свойствам относятся – осмос, понижение температуры замерзания раствора и повышение температуры кипения раствора.

Осмос - движение воды через полупроницаемую мембрану из области с более низкой концентрацией растворенного вещества в область с более высокой его концентрацией.

Давление столба жидкости, необходимое для того, чтобы предотвратить движение воды через мембрану, называется осмотическим давлением. По закону Вант-Гоффа, осмотическое давление пропорционально концентрации растворенного вещества и температуре Кельвина.

$$P_{\text{осм.}} = iC_M RT$$

C_M - концентрация раствора в моль/л, R - универсальная газовая постоянная, $R=8,31$ Дж/Т моль, T - температура Кельвина, i - изотонический коэффициент - число частиц, на которые диссоциирует молекула электролита в растворе.

Для NaCl $i=2$, для CaCl_2 $i=3$, для $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ $i=5$.

Каждый ион обладает осмотической активностью.

Осмотическое давление крови в норме составляет 740-780 КПа (~7,3-7,7 атм.).

Вещества, способные легко проходить через клеточную мембрану, например, мочевины ($\text{NH}_2\text{-CO-NH}_2$) называются **осмотически неэффективными веществами**.

Вещества, плохо проходящие через мембрану клеток, называются **осмотически эффективными** веществами (белки, ионы натрия, глюкоза). Именно они создают осмотическое давление.

Осмотическое давление в биологических системах создается всеми частицами, находящимися в биологической жидкости. **Суммарная концентрация этих частиц, выраженная в молях на литр, называется осмолярностью и обозначается - σ :**

$$\sigma = iC_M$$

Осмолярность биологических жидкостей $\sigma = \sum iC_M$. Осмолярность обычно измеряют в осмолях (моль/л).

$$\sigma_{\text{крови}} = 2[\text{Na}^+] + 2[\text{K}^+] + [\text{глюкоза}] + [\text{мочевина}] + 0,03 [\text{белок}]$$

Концентрация всех компонентов выражается в моль/л, а белка в г/л.

Осмолярность, создаваемая осмотически эффективными веществами, называется **тоничностью**. Гипертонический раствор имеет тоничность выше, чем у внеклеточной жидкости, а гипотонический раствор - ниже. Растворы с одинаковой тоничностью (осмолярностью) называются **изотоничными**.

Физиологический раствор (0,9% раствор NaCl) изотоничен внеклеточной жидкости. Внутриклеточная и внеклеточная жидкости имеют равную осмолярность, т.е. они изотоничны. При изменении концентрации растворенных веществ в одной из сред вызывает перераспределение воды, которое восстанавливает изотоничность.

Если $\sigma_{\text{внекл.}} > \sigma_{\text{кл.}}$, то вода будет выходить из клетки (экзосмос или плазмолиз) и произойдет дегидратация тканей, сопровождающаяся уменьшением объема клеток. Особенно опасно уменьшение объема клеток

мозга. При осмолярности внеклеточной жидкости 320-330 мосм/л развиваются клинические симптомы, связанные с дегидратацией клеток мозга. При осмолярности более 370 мосм/л развивается кома.

Если $\sigma_{\text{внекл}} < \sigma_{\text{кл.}}$, то вода будет проникать в клетку (эндосмос или гемолиз). Произойдет гидратация тканей (отек), сопровождающаяся увеличением клеточного объема, что особенно опасно для мозга. Клетки мозга, защищаясь от отека, выводят в межклеточное пространство ионы калия.

Механизм обмена воды между внеклеточной жидкостью и плазмой крови более сложен. Плазма крови содержит 6-8 % белка. **Осмотическое давление, создаваемое белком, называется онкотическим давлением.**

Роль онкотического давления велика. Онкотическое давление способствует движению воды в сосудистое русло, наполнению сосудов. При снижении концентрации белков в плазме крови вода движется из кровяного русла в межклеточную жидкость, что приводит к перераспределению жидкости в организме и развитию отека.

Температура кипения и температура замерзания растворов неэлектролитов.

$$\Delta t_{\text{кип}} = E C_{\text{м}} \quad \text{и} \quad \Delta t_{\text{зам}} = K C_{\text{м}},$$

где $C_{\text{м}}$ - моляльная концентрация (моль/кг растворителя), E и K – коэффициенты пропорциональности (для воды E – эбуллиоскопическая постоянная равна 0,52 и K - криоскопическая постоянная равна 1,86).

Особенности осмотических свойств растворов электролитов

Законы Рауля и Вант-Гоффа справедливы лишь для очень разбавленных растворов неэлектролитов, когда пренебрегают взаимодействиями между компонентами.

Исследуя растворы солей, кислот, оснований Вант-Гофф пришел к выводу, что эти растворы ведут себя так, как будто в них больше частиц растворенного вещества, чем это следует из аналитической концентрации. Поэтому он предложил внести поправку для растворов электролитов – изотонический коэффициент Вант-Гоффа (i), который вводят в формулы расчета осмотических свойств: $\rho_{\text{осм}} = i C_{\text{м}} R T$, $\Delta t_{\text{к}} = i E C_{\text{м}}$ и $\Delta t_{\text{з}} = i K C_{\text{м}}$. Изотонический коэффициент показывает, во сколько раз увеличилось общее число частиц в результате диссоциации молекул сильного электролита на ионы по сравнению с первоначальным количеством молекул. Оказалось, что изотонический коэффициент не равен целому числу и всегда меньше своего предельного значения, например: $\text{CaCl}_2 \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$, $i \rightarrow 3$, на самом деле 2,4 – 2,8. Отклонение изотонического коэффициента от целочисленных предельных значений объясняется тем, что только часть молекул диссоциирует, в растворе всегда есть непродиссоциировавшие молекулы.

Зависимость изотонического коэффициента от степени диссоциации следующая $i = 1 + \alpha(n-1)$, где n – число частиц при $\alpha=1$

Обучающие задачи:

Пример №1. Рассчитать осмотическое давление раствора хлорида калия при $T=310\text{K}$, в котором $C_m(\text{KCl})=0,01$ моль/л, если изотонический коэффициент равен 1,96. Каким будет этот раствор по отношению к плазме крови?

Решение: для растворов электролитов в уравнение Вант-Гоффа вводится изотонический коэффициент: $\text{Росм.} = i \cdot C_m \cdot R \cdot T$.

$\text{Росм.} = 1,96 \cdot 0,01 \cdot 8,31 \cdot 310 = 50,5$ кПа, следовательно, данный раствор является гипотоническим по отношению к плазме крови.

Задачи для самостоятельного решения:

1. Вычислите температуры кипения и замерзания водного раствора фруктозы с массовой долей 5%.
2. Рассчитать осмотическое давление раствора при 25°C , содержащего 225 г сахарозы в 5 л раствора.
3. Рассчитайте осмотическое давление физиологического раствора – 0,86% NaCl ($\rho=1$ г/мл) при 37°C . Степень диссоциации вещества в растворе принять за 1.
4. Какова молярная концентрация глюкозы в растворе, изотоничном крови при 37°C ?

Домашнее задание:

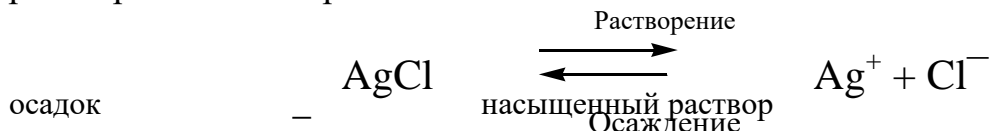
1. Раствор, содержащий 1,05 г неэлектролита в 30 г воды замерзает при $(-0,70)^{\circ}\text{C}$. Вычислите молярную массу неэлектролита. Ответ: 92,1 г/моль

Гетерогенные равновесия. Произведение растворимости.

В организме человека гетерогенные равновесия с участием неорганических ионов являются неотъемлемой частью биохимических процессов, обуславливающих гомеостаз тканей, органов, организма в целом. Так, образование и растворение минеральной основы костной ткани, и зубной эмали в частности, связано с гетерогенным равновесием труднорастворимой соли с ее ионами в растворе.

Рассмотрим системы, в которых насыщенный раствор соприкасается с осадком труднорастворимого вещества (соли, основания). Такие системы являются *гетерогенными*, т.к. осадок и раствор отделены друг от друга поверхностью раздела и являются *фазами* этой гетерогенной системы.

Возьмем малорастворимую соль AgCl и бросим ее в воду. В течение определенного времени при определенных условиях ($T = \text{const}$) в системе будет достигаться состояние динамического равновесия между растворением и осаждением, т.е. образован насыщенный раствор трудно растворимого электролита:



К этой равновесной гетерогенной системе применим закон действующих масс. Скорость растворения (v_1) есть величина постоянная, зависящая от степени измельчения твердой фазы, числа молекул AgCl , уходящих с единицы поверхности в раствор и не зависящая от концентрации: $v_1 = k_1$. Скорость осаждения (v_2) прямо пропорциональна концентрации ионов Ag^+ и Cl^- в растворе:

$$v_2 = k_2 [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-].$$

В состоянии динамического равновесия $v_1 = v_2$; т.е. $k_1 = k_2 [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$;

Отсюда $[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = \frac{k_1}{k_2}$, но k_1 и k_2 – это константы.

Это означает, что произведение концентраций ионов трудно растворимого осадка есть величина постоянная. Назовем ее произведением растворимости ПР_{AgCl} и запишем:

$$\text{ПР}_{\text{AgCl}} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$$

Если $\text{ПР}_{\text{AgCl}} < [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$ - образуется пересыщенный раствор

$\text{ПР}_{\text{AgCl}} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$ - образуется насыщенный раствор

$\text{ПР}_{\text{AgCl}} > [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$ - образуется ненасыщенный раствор

Осадок образуется в том случае, когда произведение концентраций ионов малорастворимого электролита начнет превышать величину произведения растворимости электролита при данной температуре.

Из сказанного выше можно сделать следующие выводы:

1. Труднорастворимый электролит нельзя выделить в осадок из разбавленных растворов.
2. Растворимость труднорастворимых электролитов понижается в присутствии других электролитов, имеющих одноименные ионы (например, для приведенной выше системы при добавлении KCl).
3. Для полного осаждения употребляют избыток осадителя (например, AgNO_3)
4. Для того чтобы растворить осадок, в раствор вводят такой электролит, ионы которого могут образовывать малодиссоциированное соединение с одним из ионов труднорастворимого электролита (чтобы растворить осадок AgCl можно добавить K_2CO_3 , ионы CO_3^{2-} будут связывать Ag^+ и образуется нерастворимый карбонат серебра)

Обучающие задачи:

Пример №1. Выпадет ли осадок при смешении равных объемов 0,2М растворов $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и NaCl ? $\text{ПР}(\text{PbCl}_2) = 2,4 \times 10^{-4}$

Решение: При смешивании объем растворов возрастет вдвое, и концентрация каждого из веществ уменьшится вдвое, т.е. станет 0,1М или 1×10^{-1} моль/л.

Концентрация Pb^{2+} равна концентрации $\text{Cl}^- = 0,1$ моль/л

Найдем произведение концентраций ионов свинца и хлора в растворе

$$[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 0,1 \times (0,1)^2 = 0,001 \text{ или } 1 \times 10^{-3}.$$

Сравним с табличной величиной $\text{ПР}(\text{PbCl}_2) = 2,4 \times 10^{-4}$

$$2,4 \times 10^{-4} < 1 \times 10^{-3}$$

т.е. $\text{ПР}(\text{PbCl}_2) < [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2$, следовательно часть соли выделится в осадок.

Пример №2. Рассчитайте pH в 5%-ном растворе муравьиной кислоты, если степень ее диссоциации составляет 0,01%, а плотность раствора равна 1,012 г/мл.

Решение: как слабый электролит, муравьиная кислота диссоциирует обратимо, поэтому расчет pH ведем с учетом степени диссоциации слабой кислоты.

$$1. C_M = \frac{n(x)}{V} = \frac{m}{M(x) \cdot V}$$

Пусть масса раствора кислоты 100 г, тогда масса вещества в растворе 5 г.

$$V_{\text{р-ра}} = m_{\text{р-ра}} / \rho = 100 / 1,012 = 98,8 \text{ (мл)}$$

$$C_M = \frac{m}{M(x) \cdot V} = \frac{5}{46 \cdot 0,0988} = 1,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

2. $[H^+] = C_m \cdot \alpha$
 $[H^+] = 1,10 \cdot 0,0001 = 0,00011$ (моль/л)
3. $pH = -\lg[H^+]$
 $pH = -\lg 0,00011 = 3,96$

Задачи для самостоятельного решения:

1. Вывести произведение растворимости для сульфата бария.
2. Образуется ли осадок $PbCl_2$ при смешении равных объемов 0,05М раствора $Pb(NO_3)_2$ с равным объемом 0,05М раствора HCl ?
3. Вычислите pH раствора уксусной кислоты с концентрацией 0,04 моль/л ($\alpha=0,02$).

Домашнее задание:

1. Запишите выражения константы диссоциации по первой, второй, третьей ступеням для ортофосфорной кислоты.

2. Вычислить степень диссоциации гликолевой кислоты в растворе с концентрацией 0,05 моль/л. Константа диссоциации гликолевой кислоты равна $1,48 \cdot 10^{-4}$.

3. Молярная растворимость $\text{Mg}(\text{OH})_2$ в воде при некоторой температуре равна $1,8 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Вычислите K_s для гидроксида магния.

З а н я т и е №6

Тема: Окислительно-восстановительные процессы (ОВР).

Цель: Научиться прогнозировать направление ОВР по величинам редокс-потенциалов. Изучить окислительно-восстановительные свойства некоторых соединений с помощью качественных реакций.

Теоретический материал.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

Реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**.

Степень окисления - условный заряд атома в веществе, вычисленный в предположении, что оно состоит из ионов. При расчете степеней окисления исходят из электронейтральности соединения: сумма всех степеней окисления атомов в соединении равна нулю.

Процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом называется **окислением**:

$\text{Э} - n\text{e}^- = \text{Э}^{n+}$ Э – **восстановитель** - окисление

Процесс принятия электронов атомом, ионом или молекулой называется **восстановлением**:

$\text{Э} + n\text{e}^- = \text{Э}^{n-}$ Э – **окислитель** - восстановление

Подобрать коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций бывает не так просто, как в уравнениях обменных реакций. Чтобы уравнивать окислительно-восстановительные реакции можно использовать различные методы. Мы рассмотрим метод электронного баланса.

Правила определения степени окисления.

1. Фтор всегда «-1»
2. Щелочные металлы всегда «+1»

3. Щелочноземельные металлы всегда «+2»
4. Водород связанный с металлами «-1»
с неметаллами «+1»
5. Кислород чаще «-2», (исключение $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ и $\text{O}^{+2} \text{F}_2$)
6. Простые вещества «0»
7. Максимальная степень окисления соответствует номеру группы
8. Суммарный заряд в молекуле равен «0», а в ионе заряду иона.

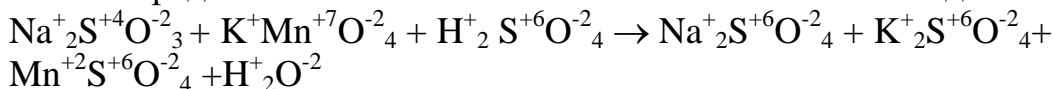
Алгоритм подбора коэффициентов методом электронного баланса:

1. Определить степени окисления всех элементов в соединениях.
2. Выделить те элементы, которые меняли степень окисления
3. Записать полуреакции окисления и восстановления с учетом числа атомов в левой части уравнения, изменивших степень окисления.
4. Уравнять количество принятых и отданных электронов.
5. Выставить получившиеся в полуреакциях коэффициенты в уравнение.
6. Уравнять катионы.
7. Уравнять анионы.
8. Уравнять водород.
9. Проверить результат по кислороду.

Пример 1: Уравнять методом электронного баланса:

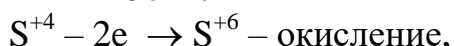
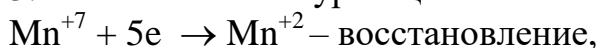


1. Определить степени окисления всех элементов в соединениях:



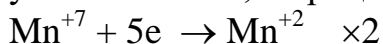
2. Выделить те элементы, которые меняли степень окисления:
 S^{+4} и Mn^{+7}

3. Записать полуреакции окисления и восстановления:



4. Уравнять количество принятых и отданных электронов:

Наименьшее общее кратное – 10, значит, процесс восстановления нужно умножить на 2, а процесс окисления – на 5:



5. Выставить получившиеся в полуреакциях коэффициенты в уравнение:



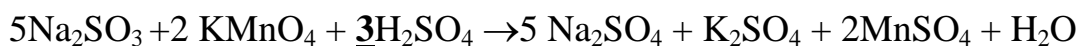
6. Уравнять катионы:

Необходимо уравнять катионы натрия Na^+ и калия K^+



- уравнены.

7. Уравнять анионы – в данной реакции – SO_4^{2-} :



8. Уравнять водород:

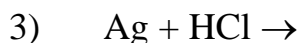


9. Проверить результат по кислороду:

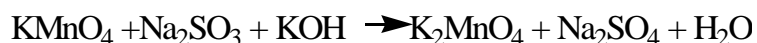
35 атомов кислорода - слева, 35 атомов кислорода – справа, следовательно, коэффициенты расставлены верно.

Задачи для самостоятельного решения:

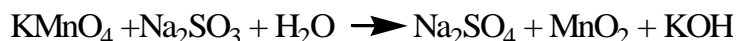
Напишите уравнения реакций металлов с кислотами. Расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса:



Окислительные свойства перманганата калия существенно зависят от pH среды. В щелочной среде образуется раствор зеленого цвета, который при стоянии на воздухе меняет свою окраску.



В нейтральной среде или слабощелочной среде образуются коричневые хлопья нерастворимого диоксида марганца



В кислой среде происходит обесцвечивание малинового раствора перманганата калия.



Домашнее задание:

Уравнять методом электронного баланса



З а н я т и е №7

Тема: Комплексные соединения.

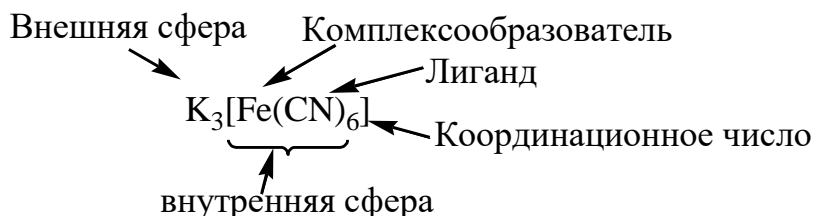
Цель: Изучить строение комплексных соединений, их свойства, биологическую роль.

Теоретический материал.

Особая роль комплексных соединений связана с широким распространением их в живой и неживой природе. Комплексными соединениями являются хлорофилл (комплекс белка с Mg^{2+}), гемоглобин (комплекс белка с Fe^{2+}), многие ферменты - комплексы белков с Fe^{2+} , Fe^{3+} , Zn^{2+} и т.д. В медицине реакции комплексообразования с использованием антидотов (унитиол, тетадин) применяются для выведения из организма токсичных металлов, радиации.

Основателем теории строения комплексных соединений был швейцарский химик А. Вернер (1893 год), за что получил Нобелевскую премию. В России становление теории было связано с Л.А. Чугаевым, И.И. Черняевым, А.А. Гринбергом и др.

Общепринятого определения комплексных соединений не существует, но все они имеют важную структурную особенность – наличие комплексного иона (внутренней сферы) (в переводе с лат. complexus означает сочетание). Другое название комплексных соединений – координационные соединения, говорит о сложном строении комплексного иона: в его состав входят комплексообразователь (центральный атом или ион) и лиганды (молекулы или ионы, непосредственно связанные с комплексообразователем). Комплексный ион заключают в квадратные скобки. Например, соединение $\text{Fe}(\text{CN})_3 \cdot 3\text{KCN}$ можно изобразить:



Заряд комплексного иона равен сумме зарядов комплексообразователя и лигандов. Если заряд комплексного иона не равен нулю, то есть внешняя сфера, заряд которой равен по абсолютному значению и противоположен по знаку заряду комплексного иона ($K^+_3[Fe^{3+}(CN)^-_6]^3-$). Если заряд комплексного иона равен нулю, то внешняя сфера отсутствует.

Типичными комплексообразователями являются d-элементы, редко неметаллы, например, кремний, сера, азот. Число связей комплексообразователя с лигандами называется координационным числом (к.ч.). Координационное число равно числу донорных атомов в лигандах комплекса.

Координационные числа чаще являются четными значениями.

К.ч.=2 характерно для однозарядных комплексообразователей (Cu^+ , Ag^+ , Au^+)

К.ч.=4 проявляют двух- и трехзарядные ионы (Cu^{2+} , Hg^{2+} , Au^{3+} , Cd^{2+} , Pb^{2+} , Pt^{2+})

К.ч.=6 образуют двух-, трех- и четырехзарядные ионы (Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Al^{3+} , Pb^{4+} , Pt^{4+})

Важнейшими лигандами являются: а) нейтральные молекулы, имеющие дипольный характер: вода, аммиак, угарный газ, NO и т.д., б) ионы CN^- , NO_2^- , Cl^- , Br^- , I^- , OH^- , CO_3^{2-} , $S_2O_3^{2-}$ и т.д.

Число химических связей лиганда с комплексообразователем называют дентатностью. Лиганды, присоединенные с комплексообразователю одной химической связью, называются монодентатными, двумя и более – полидентатными. Число монодентатных лигандов в комплексном ионе равно к.ч. комплексообразователя.

Ионами внешней сферы часто являются ионы щелочных, щелочноземельных металлов, аммония и др.

Распространенные лиганды, их дентатность (с указанием донорного атома) и названия в координационной сфере

Формула	Название в координационной сфере	Сокращенное обозначение	Дентатность
F^-	фторо	-	МОНО
Cl^-	хлоро	-	МОНО
Br^-	бromo	-	МОНО
I^-	йодо	-	МОНО
$:OH^-$	гидроксо	-	МОНО

$\text{H}_2\text{O}:$	аква	-	МОНО
$:\text{NH}_3$	аммин	-	МОНО
$:\text{CO}$	карбонил	-	МОНО
$:\text{CN}^-$	циано	-	МОНО
$:\text{SCN}^-$	тиоцианато	-	МОНО
$:\text{NO}_2^-$	нитро	-	МОНО
$^-\text{OOC-COO}^-$	оксалато	ох	би
$:\text{NH}_2-(\text{CH}_2)_2-:\text{NH}_2$	этилендиамин	en	би
$:\text{NH}_2-(\text{CH}_2)_2-:\text{NH}-(\text{CH}_2)_2-:\text{NH}_2$	диэтилентриамин	dien	три
$\begin{array}{c} ^-\text{OOC-H}_2\text{C} \quad \quad \text{CH}_2\text{-COO}^- \\ \quad \quad \quad \diagdown \quad \diagup \\ \quad \quad \quad \text{N}-(\text{CH}_2)_2-\text{N} \\ \quad \quad \quad \diagup \quad \diagdown \\ ^-\text{OOC-H}_2\text{C} \quad \quad \text{CH}_2\text{-COO}^- \end{array}$	этилендиамин-тетраацетато	ЭДТА	гекса

Классификация комплексных соединений

Существуют следующие виды классификации:

1. По заряду комплексного иона – катионные ($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$), анионные ($[\text{Fe}^{3+}(\text{CN})_6]^{3-}$), нейтральные ($[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]^0$).
2. По природе лиганда – аминные, цианидные, аква, оксалатные, нитрокомплексы, роданокомплексы и т.д.
3. По структуре лиганда – комплексные, хелатные, макроциклические.

Номенклатура комплексных соединений

В соответствии с правилами ИЮПАК наименования комплексных соединений образуются следующим образом. Независимо от заряда внутренней сферы сначала называют анион, а затем – катион. В названии внутренней сферы, независимо от ее заряда, перечисляют все ее составные части, при этом сначала называют число лигандов (моно, ди, три, тетра, пента, гекса, гепта, окта; моно часто опускают), затем сами лиганды, в последнюю очередь – комплексообразователь с указанием его степени окисления в скобках римскими цифрами. Если внутренняя сфера – катион, то комплексообразователь называют по-русски в родительном падеже. Если внутренняя сфера нейтральна – также по-русски, но в именительном падеже. Если внутренняя сфера является анионом, то комплексообразователь называют по-латыни, при этом латинское окончание отбрасывают и заменяют на окончание –ат. Например,

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - гексацианоферрат (II) калия

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ - хлорид гексаакваалюминия (III)

$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ – пентакарбонилжелезо

Если координационная сфера содержит разные лиганды, то сначала называют отрицательно заряженные лиганды (анионы), потом – электронейтральные лиганды (молекулы) в алфавитном порядке.

Комплексные соединения в водных растворах

Большое распространение имеют кристаллические комплексные соединения, жидкие и газообразные встречаются редко.

При растворении кристаллического комплексного соединения в воде его кристаллическая решетка разрушается, а комплексный ион и внешняя

сфера гидратируются. Этот процесс протекает по типу диссоциации сильных электролитов, т.е. является практически необратимым (первичная диссоциация), например: $K_4[Fe(CN)_6](к) \rightarrow 4K^+(p-p) + [Fe(CN)_6]^{4-}(p-p)$.

Комплексные ионы также способны распадаться на ионы (вторичная диссоциация). Процесс протекает аналогично диссоциации слабых электролитов, т.е. обратимо: $[Fe(CN)_6]^{4-}(p-p) \leftrightarrow Fe^{2+}(p-p) + 6CN^-(p-p)$.

Вторичная диссоциация, как всякий равновесный процесс, характеризуется константой равновесия, которая в данном случае называется константой нестойкости:

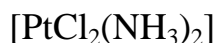
$$K_{\text{нест}} = \frac{[Fe^{2+}] [CN^-]^6}{[[Fe(CN)_6]^{4-}]}$$

Константа нестойкости является мерой прочности комплекса. Чем выше константа нестойкости, тем менее устойчив комплекс.

Константа устойчивости (Куст.) – величина, обратная константе нестойкости.

Задачи для самостоятельного решения

1. Дайте названия следующим комплексным соединениям, определите заряд комплексного иона, степень окисления комплексообразователя и его координационное число:



2. Составьте координационные формулы следующих соединений: триамминтринитрокобальт,

нитрат пентаамминроданокобальта (III),

бромопентанитроплатинат (IV) калия.

3. Составьте выражения констант нестойкости для комплексных ионов:
 $[\text{HgCl}_4]^{2-}$,

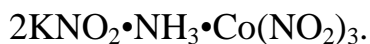


Какой из ионов более устойчив?

4. Составьте координационную формулу комплексного соединения кобальта(III) и дайте ему название $3\text{NaNO}_2 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$
Координационное число кобальта(III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этого соединения в водных растворах и выражение для константы нестойкости (**Кн**) комплексного иона.

Домашнее задание:

Составьте координационные формулы комплексных соединений кобальта(III) и дайте им названия. Координационное число кобальта (III). равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах и выражение для константы нестойкости (**Кн**) комплексных ионов



З а н я т и е № 8 (часть 1)

Тема: Строение атома. Химическая связь.

Цель: Изучить: а) взаимосвязь электронного строения атома, его химических свойств и структуры периодической системы; б) типы и характеристики химической связи.

Теоретический материал

Строение атома.

Атом частица электронейтральная. Состоит атом из ядра и движущихся вокруг ядра электронов. Ядро состоит из протонов и нейтронов. Число протонов равно заряду ядра (порядковый номер). Число электронов равно числу протонов. А число нейтронов вычисляется разницей относительной атомной массы и числа протонов.

Номер периода равен числу энергетических уровней.

Каждый энергетический уровень имеет подуровни - s, p, d, f

На s-подуровне располагаются максимум 2 электрона, на p-подуровне максимум 6 электронов, на d-подуровне максимум 10 электронов и на f-подуровне максимум 14 электронов.

Распределение электронов в атомах

Общезначимый принцип гласит: наиболее устойчивыми состояниями любой системы являются состояния с минимальным запасом энергии. В частности, заполнение орбиталей в невозбужденном атоме осуществляется таким образом, чтобы энергия атома была минимальной. Электроны в атоме заполняют уровни с наименьшими значениями n , а в пределах уровня сначала заполняются подуровни с наименьшими значениями l .

Принципу минимума энергии подчиняется правило Клечковского: вначале заполняется орбиталь с меньшим значением суммы $(n+l)$. В случае равных сумм сначала заполняется орбиталь с меньшим значением n .

n – главное квантовое число и определяет общую энергию электрона.

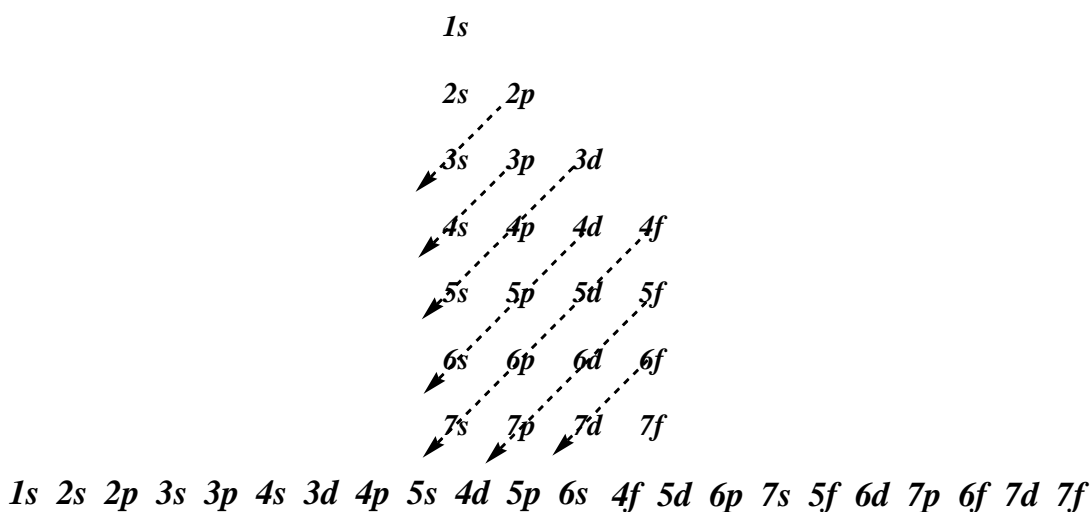
n соответствует номеру периода.

l – орбитальное квантовое число и определяет форму орбитали. Принято следующее обозначение:

s, p, d, f

$l = 0 \ 1 \ 2 \ 3$

Схематично правило Клечковского изображено на рисунке



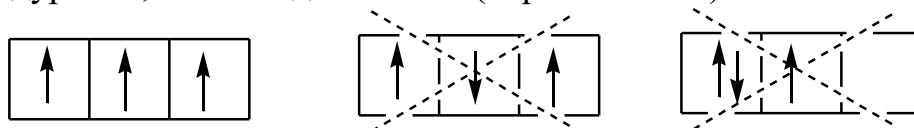
В соответствии с принципом Паули в атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковый набор всех четырех квантовых чисел.

Спаренные электроны имеют одинаковые значения всех квантовых чисел, кроме спина.



Если подуровень имеет не одну, а несколько орбиталей, то электроны атома, находящегося в основном состоянии, могут занимать эти энергетически равноценные орбитали лишь в определенном порядке, следуя правилам Хунда:

1. Электроны избегают занимать одну и ту же орбиталь настолько, насколько это совместно с принципом минимума энергии.
2. Электроны, поодиночке занимающие орбитали одного и того же подуровня, имеют одинаковые (параллельные) спины.



В образовании химической связи участвуют только электроны внешнего энергетического уровня, называемые валентными. Незаполненные электронами орбитали называют вакантными. При написании сокращенных электронных конфигураций атомов все полностью заполненные энергетические уровни изображают символом инертного газа с таким же распределением электронов в атоме. Например, для бериллия сокращенная формула - $[\text{He}]2s^2$.

Задачи для самостоятельного решения:

1. *Напишите электронную формулу хлора*

Укажите, к какому семейству относится хлор

Почему хлор находится в 7 группе ПС?

Валентность хлора

Возможные степени окисления

2. *Напишите электронную формулу кальция*

Укажите к какому семейству относится кальций

Почему кальций находится во 2 группе ПС?

Валентность кальция

Возможные степени окисления кальция

Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева

Д.И. Менделеев в 1869 году открыл закон периодичности свойств элементов: свойства элементов и их однотипных соединений находятся в периодической зависимости от заряда атомных ядер элементов.

Элементом называют совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра. Однотипными соединениями элементов называют соединения, сходные по химическому составу и структуре.

Графическим изображением периодического закона служит периодическая система элементов, которая разбита на периоды и группы.

Период – это последовательность элементов, атомы которых имеют одинаковое число электронных слоев. Это число равно номеру периода.

Группы разбиты на главную и побочную подгруппы. Главная подгруппа – это вертикальный ряд элементов, атомы которых имеют одинаковое число электронов на внешнем электронном уровне. Это число равно номеру группы. Главные подгруппы содержат s- и p-элементы.

Побочная подгруппа – это вертикальный ряд d-элементов, которые имеют одинаковое суммарное число электронов на d-подуровне предвнешнего уровня и s-подуровне внешнего уровня.

Важнейшими свойствами элементов являются металличность и неметалличность.

Металличность – это способность атомов элемента отдавать электроны. Количественной характеристикой металличности является энергия ионизации (I) – это энергия, которая необходима для отрыва электрона от атома элемента, т.е. для превращения атома в положительно заряженный ион. Чем меньше энергия ионизации, тем легче атом отдает электрон, тем сильнее металлические свойства.

Неметалличность – это способность атомов элемента присоединять электроны. Количественной характеристикой неметалличности является сродство к электрону (Еср.) – это энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому, т.е. при превращении атома в отрицательный ион. Чем больше сродство к электрону, тем легче атом присоединяет электрон, тем сильнее неметаллические свойства.

Универсальной характеристикой атома также является электроотрицательность – способность атома элемента притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химических связей с

другими атомами в молекуле. Чем больше металличность, тем меньше электроотрицательность. Чем больше неметалличность, тем больше электроотрицательность.

Задачи для самостоятельного решения:

Опишите элемент калий

1. В каком периоде находится калий
2. В какой группе (почему)
3. Электронное строение калия
4. К какому семейству относится калий и почему?
5. Возможная валентность калия
6. Возможные степени окисления калия
7. Химические свойства калия. Напишите 3 химических реакции с участием калия.

Опишите элемент железо

1. В каком периоде находится железо
2. В какой группе (почему)
3. Электронное строение железа
4. К какому семейству относится железо и почему?
5. Возможная валентность железа.
6. Возможные степени окисления железа
7. Химические свойства железа. Напишите 3 химических реакции с участием железа.

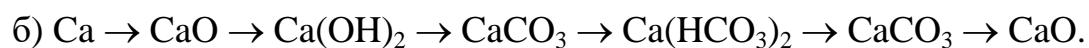
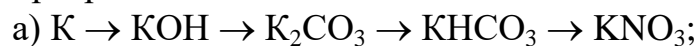
З а н я т и е №8 (часть 2)

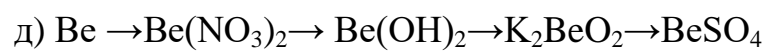
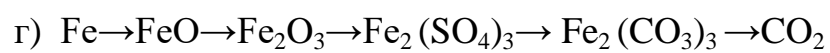
Тема: Химия *s*-,*p*-,*d*-элементов.

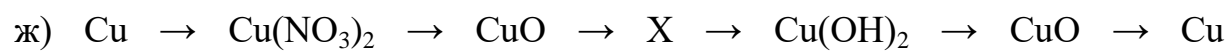
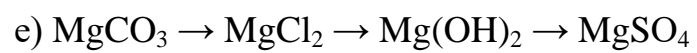
Цель: Изучить классификацию биогенных элементов; свойства простых веществ *s*-,*p*-,*d*-элементов и их соединений, их биороль, использование в фармации.

1. В какой цвет окрашивают пламя соли лития, натрия, калия, кальция, стронция?

2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:







3. Напишите формулы всех оксидов ванадия и охарактеризуйте их свойства.

Примерный вариант экзаменационного билета

Задание 1 требует знания основных формул и оценивается по 1 баллу за каждый правильный ответ (всего 4 балла).

Задание 2 требует знания номенклатуры комплексных соединений и константы нестойкости.

Оценивается за правильный ответ 5 баллов

Задание 3 требует знания окислительно-восстановительных реакций. Оценивается за правильный ответ 5 баллов.

Задание 4 требует знания свойств неорганических соединений (электронное строение, возможные валентности и три уравнения, демонстрирующие химические свойства). Оценивается в 6 баллов

Задание 5 требует умения применить знания заданий №1,2,3 и решить задачу. Оценивается в 10 баллов

Сумма баллов от 14 по 19 -удовлетворительно

Сумма баллов от 20 по 25-хорошо

Сумма баллов от 26 по 30-отлично

Задание 1

	Формула, единица измерения
Массовая доля	
Фактор эквивалентности для кислот	
Показатель кислотности	
Закон Вант-Гоффа	

Задание 2.

Назвать комплексное соединение $K_4[Fe(CN)_6]$ и выразить константу нестойкости комплексного иона

Задание №3

Уравнять ОВР с помощью метода электронного баланса. Определить тип ОВР.



Задание №4

Свойства d-элементов 1 группы на примере меди

Задание №5

Решить задачу:

Сколько мл. раствора с массовой долей гидроксида натрия 10% и плотностью 1,33 г/мл надо взять для приготовления 250 мл раствора с массовой долей гидроксида натрия 4% и плотностью 1,15 г/мл.

12. ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ КОНСТАНТЫ ВЕЩЕСТВ

Вещество	ΔH^0_{298} кДж/моль	S^0_{298} Дж/(моль·К)	ΔG^0_{298} кДж/моль
<i>Простые вещества</i>			
Na (кр)	0	51,42	0
O ₂ (г)	0	205,03	0
O ₃ (г)	142,30	238,80	162,86
P (бел)	0	44,35	0
P (красн)	-18,41	22,80	-11,92
S (монокл)	0,30	32,55	0,19
S (ромб)	0	31,88	0
Cl ₂ (г)	0	223,00	0
H ₂ (г)	0	130,60	0
<i>Неорганические соединения</i>			
CO (г)	-110,50	197,40	-137,10
CO ₂ (г)	-393,51	213,60	-394,40
CaC ₂	-62,70	70,30	-64,85
CaCO ₃ (кр)	-1206,00	92,90	-1127,70
CaO (кр)	-635,10	39,70	-604,20
H ₂ O (г)	-241,84	188,74	-228,60
H ₂ O (ж)	-285,84	69,96	-237,30
H ₂ O (кр)	-291,85	39,33	-
H ₂ O ₂ (ж)	-187,02	105,86	-120,52
H ₂ S (г)	-20,15	205,64	-33,80
HCl (г)	-92,30	186,70	-95,20
NaCl (кр)	-410,90	72,36	-384,30
Na ₂ O ₂ (кр)	-510,90	93,30	-449,81
NH ₃ (ж)	-69,87	-	-
KCl (к)	-436,68	82,55	-408,93
KClO ₃ (к)	-391,20	142,97	-289,80
SO ₂ (г)	-296,90	248,10	-300,20
SO ₃ (г)	-395,20	256,23	-371,20
<i>Органические соединения</i>			
CH ₄ (г)	-74,85	186,19	50,79
C ₂ H ₂ (г)	226,75	200,81	209,20
C ₂ H ₄ (г)	52,28	219,45	68,12
C ₂ H ₆ (г)	-84,67	229,49	-32,89
C ₆ H ₆ (ж)	49,03	172,80	124,50
C ₆ H ₆ (г)	82,93	269,20	129,66
CH ₃ OH (ж)	-238,57	126,80	-166,23
CH ₃ OH (г)	-201,17	237,70	-161,88

Вещество	ΔH^0_{298} кДж/моль	S^0_{298} Дж/(моль·К)	ΔG^0_{298} кДж/моль
CH ₃ COH (г)	-166,36	265,70	-133,72
C ₂ H ₅ OH (ж)	-227,63	160,70	-174,74
C ₂ H ₅ OH (г)	-235,31	282,00	-168,62
CH ₃ COOC ₂ H ₅	-469,50	259,00	-
CH ₃ COOH	-487,00	159,80	-392,50
C ₆ H ₁₂ O ₆	-1273,00	-	-919,50
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	-2220,70	359,82	-1529,67
CO(NH ₂) ₂	-333,17	104,60	-197,15

Таблица 2. КАЛОРИЙНОСТЬ ПИТАТЕЛЬНЫХ ВЕЩЕСТВ

Класс веществ	Калорийность, кДж/г	
	In vivo	In vitro
Углеводы	17,5	17,5
Жиры	38,8	38,8
Белки	17,1	23,8

Таблица 3. КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ СЛАБЫХ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ПРИ 25⁰С

Кислота	Кд	pK
Уксусная CH ₃ COOH	$1,754 \cdot 10^{-5}$	4,756
Угльная H ₂ CO ₃	(I) $4,45 \cdot 10^{-7}$ (II) $4,69 \cdot 10^{-11}$	6,352 10,329
Сероводородная H ₂ S	(I) $1,1 \cdot 10^{-7}$ (II) $3,63 \cdot 10^{-12}$	6,960 11,440
Бензойная C ₇ H ₆ O ₂	$6,3 \cdot 10^{-5}$	4,201
Борная H ₃ BO ₃	(I) $5,83 \cdot 10^{-10}$ (II) $1,8 \cdot 10^{-13}$ (III) $1,6 \cdot 10^{-14}$	9,234 12,745 13,800
Гликолевая C ₂ H ₄ O ₃	$1,48 \cdot 10^{-4}$	3,831
Фосфорная H ₃ PO ₄	(I) $7,11 \cdot 10^{-3}$ (II) $6,34 \cdot 10^{-8}$ (III) $1,26 \cdot 10^{-12}$	2,148 7,198 11,900
Основание		
Гидроксид аммония NH ₄ OH	$1,77 \cdot 10^{-5}$	4,752

**Таблица 4. КОНСТАНТЫ РАСТВОРИМОСТИ НЕКОТОРЫХ
ТРУДНОРАСТВОРИМЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ (25° С)**

Электролит	Ks	Электролит	Ks
AgBr	$7,0 \cdot 10^{-13}$	Ca ₃ (PO ₄)	$1,0 \cdot 10^{-29}$
Ag ₂ CO ₃	$6,2 \cdot 10^{-12}$	CuCO ₃	$1,4 \cdot 10^{-10}$
AgCl	$1,6 \cdot 10^{-10}$	Cu(OH) ₂	$5,6 \cdot 10^{-20}$
Ag ₂ CrO ₄	$2,0 \cdot 10^{-12}$	CuS	$8,5 \cdot 10^{-45}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$2,0 \cdot 10^{-7}$	Fe(OH) ₂	$3,2 \cdot 10^{-14}$
AgI	$1,0 \cdot 10^{-16}$	Fe(OH) ₃	$4,0 \cdot 10^{-38}$
AgOH	$2,0 \cdot 10^{-8}$	FeS	$3,7 \cdot 10^{-19}$
Ag ₃ PO ₄	$1,8 \cdot 10^{-18}$	Hg ₂ Cl ₂	$2,0 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ S	$1,0 \cdot 10^{-49}$	HgS	$4,0 \cdot 10^{-53}$
AgCNS	$1,0 \cdot 10^{-12}$	MgCO ₃	$2,6 \cdot 10^{-5}$
Ag ₂ SO ₄	$8,0 \cdot 10^{-5}$	Mg(OH) ₂	$1,2 \cdot 10^{-11}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	MnS	$1,4 \cdot 10^{-15}$
As ₂ S ₃	$4,0 \cdot 10^{-29}$	PbBr ₂	$7,4 \cdot 10^{-6}$
BaCO ₃	$7,0 \cdot 10^{-9}$	PbCl ₂	$2,0 \cdot 10^{-5}$
BaCrO ₄	$2,0 \cdot 10^{-10}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
Ba(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-2}$	PbI ₂	$1,3 \cdot 10^{-8}$
BaSO ₄	$1,0 \cdot 10^{-10}$	PbS	$1,1 \cdot 10^{-29}$
CaCO ₃	$1,0 \cdot 10^{-8}$	PbSO ₄	$2,0 \cdot 10^{-8}$
CaCrO ₄	$2,3 \cdot 10^{-2}$	SrCO ₃	$1,6 \cdot 10^{-9}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	SrSO ₄	$3,8 \cdot 10^{-7}$
Ca(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-6}$	SrCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-5}$
CdS	$7,0 \cdot 10^{-27}$	Zn(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-17}$
CaSO ₄	$6,1 \cdot 10^{-5}$	ZnS	$7,0 \cdot 10^{-26}$

Таблица 5. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

Элемент	Электродная реакция	Стандартный потенциал, В
Li	$\text{Li}^+ + e = \text{Li}$	-3,05
K	$\text{K}^+ + e = \text{K}$	-2,92
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}$	-2,90
Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2e = \text{Sr}$	-2,89
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$	-2,87
Na	$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	-2,71
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}$	-2,36
Al	$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$	-1,66
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2e = \text{Mn}$	-1,18
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$	-0,76
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}$	-0,74
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$	-0,44
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2e = \text{Cd}$	-0,40

Элемент	Электродная реакция	Стандартный потенциал, В
Co	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e} = \text{Co}$	-0,28
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ni}$	-0,25
Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sn}$	-0,14
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pb}$	-0,13
Fe	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e} = \text{Fe}$	-0,04
H	$2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$	0,00
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cu}$	+0,34
Ag	$\text{Ag}^+ + \text{e} = \text{Ag}$	+0,80
Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Hg}$	+0,85
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pt}$	+1,19
Au	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e} = \text{Au}$	+1,50

Таблица 6. СТАНДАРТНЫЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ НЕКОТОРЫХ СИСТЕМ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ

Электродный процесс	φ_{298}^0 , В
$\text{Br}_2 + 2\text{e} = 2\text{Br}^-$	+1,090
$\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Cl}^-$	+1,360
$\text{F}_2 + 2\text{e} = 2\text{F}^-$	+2,870
$\text{Fe}^{3+} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}$	+0,770
$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e} = \text{Sn}^{2+}$	-0,150
$2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$	-0,410
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,830
$\text{I}_2 + 2\text{e} = 2\text{I}^-$	+0,540
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,930
$\text{MnO}_4^- + \text{e} = \text{MnO}_4^{2-}$	+0,560
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,690
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,600
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,510
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,770
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,330

Таблица 7. ЗНАЧЕНИЯ КРИОСКОПИЧЕСКИХ И ЭБУЛЛИОСКОПИЧЕСКИХ ПОСТОЯННЫХ НЕКОТОРЫХ РАСТВОРИТЕЛЕЙ

Растворитель	K	E
Вода	1,86	0,52
Бензол	5,1	2,57
Этиловый спирт	-	1,16
Диэтиловый эфир	1,73	2,02

Таблица 8. ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ЭЛЕМЕНТОВ

Периоды	Группы элементов										
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	(H) 2,16						H 2,16				He -
2	Li 1,00	Be 1,51	B 2,07	C 2,57	N 3,16	O 3,60	F 4,20				Ne -
3	Na 1,04	Mg 1,26	Al 1,50	Si 1,79	P 2,16	S 2,50	Cl 2,90				Ar -
4	K 0,93 Cu 1,80	Ca 1,07 Zn 1,70	Sc 1,22 Ga 1,87	Ti 1,34 Ge 2,07	V 1,48 As 2,25	Cr 1,60 Se 2,51	Mn 1,64 Br 2,82	Fe 1,68	Co 1,75	Ni 1,80	
5	Rb 0,91 Ag 1,46	Sr 1,02 Cd 1,51	Y 1,14 In 1,54	Zr 1,25 Sn 1,77	Nb 1,26 Sb 1,87	Mo 1,33 Te 2,07	Tc 1,40 I 2,28	Ru 1,46	Rh 1,50	Pd 1,39	Xe -
6	Cs 0,88 Au 1,45	Ba 1,00 Hg 1,47	La* 1,11 Tl 1,47	Hf 1,26 Pb 1,60	Ta 1,38 Bi 1,72	W 1,46 Po 1,82	Re 1,51 At 1,96	Os 1,56	Ir 1,60	Pt 1,47	Rn -
7	Fr 0,88	Ra 1,00	Ac** 1,02								

* Лантаноиды: 1,11-1,20

** Actinoidy: 1,02-1,30

**Таблица 9. КОЭФФИЦИЕНТЫ АКТИВНОСТИ (f) ИОНОВ
ПРИ РАЗЛИЧНЫХ ИОННЫХ СИЛАХ РАСТВОРА**

Ионная сила раствора (I)	Заряд иона Z		
	±1	±2	±3
0,001	0,98	0,78	0,73
0,002	0,97	0,74	0,66
0,005	0,95	0,66	0,55
0,01	0,92	0,60	0,47
0,02	0,90	0,53	0,37
0,05	0,84	0,50	0,21
0,1	0,81	0,44	0,16
0,2	0,80	0,41	0,14
0,3	0,81	0,42	0,14
0,4	0,82	0,45	0,17
0,5	0,84	0,50	0,21

Таблица 10. НАЗВАНИЯ ВАЖНЕЙШИХ КИСЛОТ И ИХ СОЛЕЙ

Формула кислоты	Названия	
	кислоты	соли
HAlO_2	Метаалюминиевая	Метаалюминат
HAsO_3	Метамышьяковая	Метаарсенат
H_3AsO_4	Ортомышьяковая	Ортоарсенат
HAsO_2	Метамышьяковистая	Метаарсенит
H_3AsO_3	Ортомышьяковистая	Ортоарсенит
HBO_2	Метаборная	Метаборат
H_3BO_3	Ортоборная	Ортоборат
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Четырехборная	Тетраборат
HBr	Бромоводород	Бромид
HBrO	Бромноватистая	гипобромит
HBrO_3	Бромноватая	Бромат
HCOOH	Муравьиная	Формиат
CH_3COOH	Уксусная	Ацетат
HCN	Циановодород (синильная)	Цианид
H_2CO_3	Угльная	Карбонат
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелевая	Оксалат
HCl	Хлороводород (соляная)	Хлорид
HClO	Хлорноватистая	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая	Хлорат
HClO_4	Хлорная	Перхлорат
HCrO_2	Метахромистая	Метахромит
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двухромовая	Дихромат
HI	Йодоводород	Йодид
HIO	Йодноватистая	Гипойодит
HIO_3	Йодноватая	Йодат
HIO_4	Йодная	Перйодат
HMnO_4	Марганцовая	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцовистая	Манганат
H_2MoO_4	Молибденовая	Молибдат
HN_3	Азотистоводородная	Азид
HNO_2	Азотистая	Нитрит
HNO_3	Азотная	Нитрат
HPO_3	Метафосфорная	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Двуфосфорная (пирофосфорная)	Дифосфат (пирофосфат)
H_3PO_3	Фосфористая	Фосфит
H_3PO_2	Фосфорноватистая	Гипофосфит

H ₂ S	Сероводород	Сульфид
HSCN	Роданистоводородная	Роданид
H ₂ SO ₃	Сернистая	Сульфит
H ₂ SO ₄	Серная	Сульфат
H ₂ S ₂ O ₃	Тиосерная	Тиосульфат
H ₂ S ₂ O ₇	Двусерная (пиросерная)	Дисульфат (пиросульфат)
H ₂ S ₂ O ₈	Пероксодвусерная (надсерная)	Пероксодисульфат (персульфат)
H ₂ Se	Селеноводород	Селенид
H ₂ SeO ₃	Селенистая	Селенит
H ₂ SeO ₄	Селеновая	Селенат
H ₂ SiO ₃	Кремниевая	Силикат
HVO ₃	Ванадиевая	Ванадат
H ₂ WO ₄	Вольфрамовая	Вольфрамат

Таблица 11. ОБЩИЕ КОНСТАНТЫ НЕСТОЙКОСТИ НЕКОТОРЫХ КОМПЛЕКСНЫХ ИОНОВ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ

Общее уравнение диссоциации комплексного иона	К нест.	t ⁰ С
$[\text{Ag}(\text{OH})_2]^- = \text{Ag}^+ + 2\text{OH}^-$	$1,00 \cdot 10^{-4}$	25
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- = \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$8,00 \cdot 10^{-22}$	18
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$9,31 \cdot 10^{-8}$	30
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} = \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$3,50 \cdot 10^{-14}$	20
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^- = \text{Al}^{3+} + 4\text{OH}^-$	$1,00 \cdot 10^{-33}$	
$[\text{AlF}_6]^{3-} = \text{Al}^{3+} + 6\text{F}^-$	$1,45 \cdot 10^{-20}$	25
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} = \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,40 \cdot 10^{-19}$	25
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = \text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$7,30 \cdot 10^{-6}$	30
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} = \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$7,75 \cdot 10^{-6}$	30
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} = \text{Co}^{3+} + 6\text{NH}_3$	$3,10 \cdot 10^{-33}$	30
$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{Co}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$0,80 \cdot 10^{-19}$	
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-} = \text{Cu}^+ + 4\text{CN}^-$	$5,00 \cdot 10^{-32}$	25
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,14 \cdot 10^{-13}$	30
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,00 \cdot 10^{-35}$	18
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1,00 \cdot 10^{-42}$	18
$[\text{HgCl}_4]^{2-} = \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$1,20 \cdot 10^{-15}$	25
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} = \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$4,00 \cdot 10^{-42}$	25
$[\text{HgBr}_4]^{2-} = \text{Hg}^{2+} + 4\text{Br}^-$	$1,00 \cdot 10^{-21}$	25
$[\text{HgI}_4]^{2-} = \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,48 \cdot 10^{-30}$	25
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} = \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,00 \cdot 10^{-22}$	
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} = \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$1,86 \cdot 10^{-9}$	30
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} = \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,30 \cdot 10^{-17}$	18
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$3,50 \cdot 10^{-10}$	30
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} = \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$2,20 \cdot 10^{-15}$	30

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	⁺ H	⁺ Li	⁺ K	⁺ Na	⁺ NH ₄	²⁺ Ba	²⁺ Ca	²⁺ Mg	³⁺ Al	³⁺ Cr	²⁺ Fe	³⁺ Fe	²⁺ Ni	²⁺ Co	²⁺ Mn	²⁺ Zn	⁺ Ag	⁺ Hg	²⁺ Hg	²⁺ Pb	²⁺ Sn	²⁺ Cu
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	H	H	H	H	H	H	H	H	X	X	X	H	H	H
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	P	M	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	M	M	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	X	P	P	P	P	H	H	H	H	M	X
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	X	X	H	X	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	X	X	H	X	H	H	H	H	H	X	X	H	X	X
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	M	P	H	P	P
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	X	X	H	X	H	H	H	H	H	H	X	H	X	X
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	P	X	H	H	H	H	X	H	H	X	X	H	H	X	X	X	H	X	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	X	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P

P- РАСТВОРИМЫЕ; **M**- МАЛОРАСТВОРИМЫЕ; **H**- НЕРАСТВОРИМЫЕ; **X**-РАЗЛАГАЮТСЯ ВОДОЙ ИЛИ НЕСУЩЕСТВУЮТ.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

период	ряд	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
		A	B	A	B	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B1	B2
1	1	1 H 1.01 ВОДОРОД												(H)		2 4.0 He ГЕЛИЙ			
	2	3 Li 6.94 ЛИТИЙ		4 Be 9.01 БЕРИЛЛИЙ		5 10.8 B БОР		6 12.01 C УГЛЕРОД		7 14.01 N АЗОТ		8 16.0 O КИСЛОРОД		9 19.0 F ФТОР		10 20.18 Ne НЕОН			
	3	11 Na 22.99 НАТРИЙ		12 Mg 24.3 МАГНИЙ		13 26.98 Al АЛЮМИНИЙ		14 28.09 Si КРЕМНИЙ		15 30.97 P ФОСФОР		16 32.06 S СЕРА		17 35.45 Cl ХЛОР		18 39.95 Ar АРГОН			
4	4	19 K 39.1 КАЛИЙ		20 Ca 40.08 КАЛЬЦИЙ		21 Sc 44.96 СКАНДИЙ		22 Ti 47.9 ТИТАН		23 V 50.94 ВАНАДИЙ		24 Cr 52.0 ХРОМ		25 Mn 54.94 МАРГАНЕЦ		26 Fe 55.85 ЖЕЛЕЗО		27 Co 58.93 КОБАЛЬТ	28 Ni 58.7 НИКЕЛЬ
	5	29 63.55 Cu МЕДЬ		30 65.38 Zn ЦИНК		31 69.7 Ga ГАЛЛИЙ		32 72.6 Ge ГЕРМАНИЙ		33 74.9 As МЫШЬЯК		34 78.96 Se СЕЛЕН		35 79.9 Br БРОМ		36 83.8 Kr КРИПТОН			
5	6	37 Rb 85.47 РУБИДИЙ		38 Sr 87.62 СТРОНЦИЙ		39 Y 88.9 ИТТРИЙ		40 Zr 91.2 ЦИРКОНИЙ		41 Nb 92.9 НИОБИЙ		42 Mo 95.94 МОЛИБДЕН		43 Tc 98.9 ТЕХНЕЦИЙ		44 Ru 101.07 РУТЕНИЙ		45 Rh 102.9 РОДИЙ	46 Pd 106.4 ПАЛЛАДИЙ
	7	47 107.87 Ag СЕРЕБРО		48 112,4 Cd КАДМИЙ		49 114,82 In ИНДИЙ		50 118,7 Sn ОЛОВО		51 121.75 Sb СУРЬМА		52 127.6 Te ТЕЛЛУР		53 126.9 I ЙОД		54 131.3 Xe КСЕНОН			
6	8	55 Cs 132.9 ЦЕЗИЙ		56 Ba 137.3 БАРИЙ		57 La* 138.9 ЛАНТАН		72 Hf 178.5 ГАФНИЙ		73 Ta 180.95 ТАНТАЛ		74 W 183.85 ВОЛЬФРАМ		75 Re 186.2 РЕНИЙ		76 Os 190.2 ОСМИЙ		77 Ir 192.2 ИРИДИЙ	78 Pt 195.09 ПЛАТИНА
	9	79 196.97 Au ЗОЛОТО		80 200,59 Hg РТУТЬ		81 204.37 Tl ТАЛЛИЙ		82 207.2 Pb СВИНЕЦ		83 209 Bi ВИСМУТ		84 [209] Po ПОЛОНИЙ		85 [210] At АСТАТ		86 [222] Rn РАДОН			
7	10	87 [223] Fr ФРАНЦИЙ		88 226 Ra РАДИЙ		89 Ac** [227] АКТИНИЙ		104 [261] Rf РЕЗЕРФОРДИЙ		105 [262] Db ДУБНИЙ		106 [263] Sg СИБОРГИЙ		107 [264] Bh БОРИЙ		108 [265] Hs ХАССИЙ		109 [268] Mt МЕЙТНЕРИЙ	110 [271] Ds ДАРМШТАДИЙ
	11	111 [272]		112 [277]		113		114		115		116		117		118			

* Лантаноиды

58 140,12 Ce ЦЕРИЙ	59 140,908 Pr ПРАЗЕОДИМ	60 144,24 Nd НЕОДИМ	61 [145] Pm ПРОМЕТИЙ	62 150,36 Sm САМАРИЙ	63 151,96 Eu ЕВРОПИЙ	64 157, 25 Gd ГАДОЛИНИЙ	65 158,925 Tb ТЕРБИЙ	66 162,50 Dy ДИСПРОЗИЙ	67 164,930 Ho ГОЛЬМИЙ	68 167,26 Er ЭРБИЙ	69 168,934 Tm ТУЛИЙ	70 173,04 Yb ИТТЕРБИЙ	71 174,967 Lu ЛЮТЕЦИЙ
---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	------------------------------------

** Актиноиды

90 232,038 Th ТОРИЙ	91 231,036 Pa ПРОТАКТИНИЙ	92 238,029 U УРАН	93 237,048 Np НЕПТУНИЙ	94 [244] Pu ПЛУТОНИЙ	95 [243] Am АМЕРИЦИЙ	96 [247] Cm КЮРИЙ	97 [247] Bk БЕРКЛИЙ	98 [251] Cf КАЛИФОРНИЙ	99 [252] Es ЭЙНШТЕЙНИЙ	100 [257] Fm ФЕРМИЙ	101 [260] Md МЕНДЕЛЕВИЙ	102 [259] No НОБЕЛИЙ	103 [262] Lr ЛОУРЕНСИЙ
----------------------------------	--	--------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------