

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

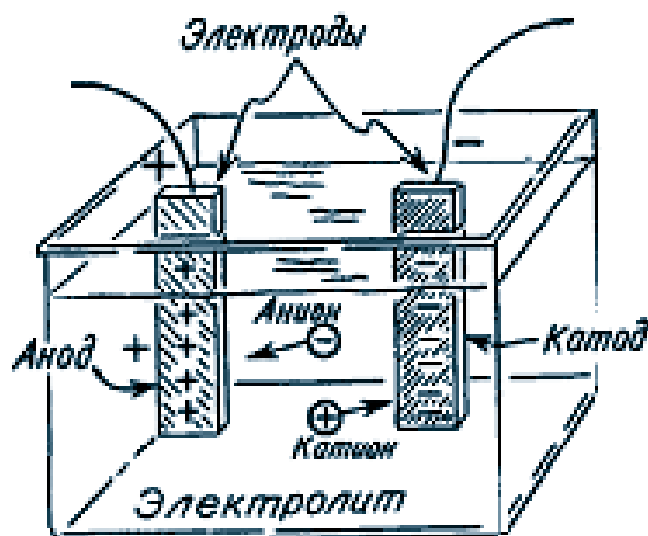
Федеральное государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Казанский государственный аграрный университет»

Кафедра «Биотехнология, животноводство и химия»

ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ

Часть 1

Для студентов Института механизации и технического сервиса
и факультета лесного хозяйства и экологии (очного и заочного обучения)
(издание второе, дополненное)



КАЗАНЬ – 2020г.

УДК 546
ББК 24.12

Составители: доцент, к.х.н. Халиуллина З.М., к.с.-х.н. Ахметзянова Р.Р.

Рецензенты: зав. кафедрой пищевой биотехнологии КНИТУ, д.х.н., доцент Сысоева М.А., доцент кафедры агрохимии и почвоведения Казанского ГАУ, к.с.-х.н. Гаффарова Л.Г.

Практикум утвержден и рекомендован к печати на заседании кафедры «Биотехнология, животноводство и химия» Казанского ГАУ 27 апреля 2020 г. протокол №9

Практикум обсужден, одобрен и рекомендован к печати на заседании методической комиссии агрономического факультета Казанского ГАУ 12 мая 2020г. протокол № 9

Практикум предназначен для студентов Института механизации и технического сервиса и факультета лесного хозяйства и экологии, обучающихся по направлениям подготовки: 35.03.06 Агроинженерия, 23.03.03 Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов, 23.05.01 Наземные транспортно-технологические средства, 20.03.01 Техносферная безопасность, 05.03.06 Экология и природопользование, 35.03.01 Лесное дело, 35.03.10 Ландшафтная архитектура (очного и заочного обучения). Содержит основные разделы неорганической химии. С целью закрепления пройденного материала приведены контрольные задания.

УДК 546
ББК 24.12

1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Важнейшими классами неорганических соединений являются оксиды, основания, кислоты и соли.

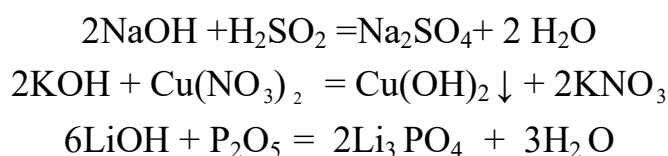
Оксиды – соединения элементов с кислородом, в которых кислород имеет степень окисления – 2. Оксиды делятся на: **солеобразующие** и **несолеобразующие**. Последних довольно мало (CO, NO, N₂O), они не образуют солей ни с кислотами, ни со щелочами. Солеобразующие оксиды делятся на **основные** (их гидраты – основания), **кислотные** (их гидраты – кислоты), **амфотерные** (их гидраты проявляют свойства, как кислот, так и оснований).

основные	кислотные	амфотерные
K ₂ O, Na ₂ O, Li ₂ O, CaO, MgO, Ag ₂ O, BaO	N ₂ O ₅ , SO ₃ , SO ₂ , P ₂ O ₅ , Mn ₂ O ₇ , CO ₂	Al ₂ O ₃ , Cr ₂ O ₃ , BeO, ZnO, PbO

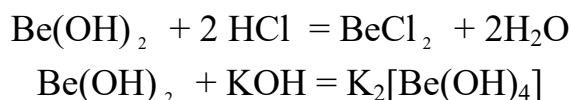
Гидроксиды – электролиты, которые при диссоциации в качестве анионов образуют только гидроксид-ионы.

В случае металлов переменной степени окисления в скобках указывают степень окисления металла в данном гидроксиде, например Fe(OH)₂ – гидроксид железа (II), Fe(OH)₃ – гидроксид железа (III).

Щелочи – это растворимые в воде гидроксиды (NaOH, KOH, LiOH и др.), (гидроксид аммония NH₄OH не является щелочью). Гидроксиды способны взаимодействовать с кислотными оксидами, а также с кислотами и солями:



Амфотерные гидроксиды занимают промежуточное положение между кислотами и основаниями и проявляют одновременно как свойства кислот, так и свойства оснований.



Кислоты – электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода H⁺ (точнее ионы гидроксония H₃O⁺):



Кислоты классифицируют по составу (кислородные и бескислородные), основности (одно-, двух-, трехосновные и т. д.), способности к электролитической диссоциации (силе). Например:

HCl – хлороводородная (бескислородная, одноосновная, сильная)

H₂SO₄- серная (кислородосодержащая, двухосновная, сильная)

HNO₃ - азотная (кислородосодержащая, одноосновная, сильная)

H₂SiO₃ - кремневая (кислородосодержащая, двухосновная, слабая)

H₂CO₃ - угольная (кислородосодержащая, двухосновная, слабая)

Кислоты при электролитической диссоциации образуют в водном растворе ионы H⁺, основания - OH⁻.

Соли – электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (или ионы аммония NH₄⁺), анионы кислотных остатков. Соли делятся на средние (или нормальные), кислые и основные.

Для солей, образованных металлами с переменной степенью окисления, последнюю указывают в скобках: FeSO₄–сульфат железа (II), Cr₂(SO₃)₃–сульфит хрома (III).

Средние соли можно рассматривать как продукты полного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла (или ионами аммония NH₄⁺) или как продукты полного замещения гидроксогрупп основания кислотными остатками. Например, BaCl₂ – хлорид бария, CaSO₄ - сульфат кальция, Na₃PO₄ - фосфат натрия, KNO₃ - нитрат калия, NH₄F – фторид аммония.

Кислые соли – продукты неполного замещения атомов водорода многоосновных кислот атомами металла (или ионами NH₄⁺). Их образуют только многоосновные кислоты. Например, NaHCO₃ – гидрокарбонат натрия, Ca(H₂PO₄)₂ - дигидрофосфат кальция, KHSO₄ - гидросульфат калия.

Названия кислых солей образуют, добавляя к названию аниона приставку **гидро -** если необходимо, то с соответствующим числительным): KН₂PO₄– дигидрофосфат калия.

Основные соли – по составу являются продуктами полного замещения гидроксогрупп основания на кислотные остатки. Основные соли образуются только многокислотными основаниями. Названия основных солей образуют, добавляя приставку **гидроксо-**. Например, (CuOH)₂CO₃ – гидроксокарбонат меди, AlOH(NO₃)₂ – гидроксонитрат алюминия, FeOHCl – гидроксохлорид железа (II).

Контрольные вопросы

1.1. Назовите следующие вещества и укажите, к какому классу химических соединений они относятся:

1.1.1. $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$	1.1.13. Na_2SO_3	1.1.25. HgS
1.1.2. K_2CrO_4	1.1.14. LiOH	1.1.26. P_2O_5
1.1.3. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	1.1.15. Ag_2O	1.1.27. $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
1.1.4. NaHS	1.1.16. $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$	1.1.28. SO_3
1.1.5. $\text{Be}(\text{OH})_2$	1.1.17. HMnO_4	1.1.29. SnSO_4
1.1.6. Na_2SO_4	1.1.18. $\text{Sr}(\text{OH})_2$	1.1.30. HNO_2
1.1.7. KH_2PO_4	1.1.19. Sb_2O_3	1.1.31. HF
1.1.8. NH_4OH	1.1.20. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	1.1.32. K_2ZnO_2
1.1.9. $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	1.1.21. ZnSiO_3	1.1.33. $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$
1.1.10. Sb_2O_3	1.1.22. H_3PO_4	1.1.34. CuSO_4
1.1.11. MgOHCl	1.1.23. KHSO_3	1.1.35. $\text{Fe}(\text{OH})_3$
1.1.12. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	1.1.24. MgF_2	1.1.36. NiOHSiO_3

1.2. Напишите формулы следующих соединений:

1.2.1. Хлорид фосфора (III)	1.2.18. Нитрат аммония
1.2.2. Сульфат магния (II)	1.2.19. Фосфат хрома (III)
1.2.3. Угольная кислота	1.2.20. Гидроксид свинца (II)
1.2.4. Гидроксид хрома (III)	1.2.21. Оксид сурьмы (V)
1.2.5. Селеновая кислота	1.2.22. Гидроксохлорид хрома (II)
1.2.6. Оксид алюминия	1.2.23. Гидрокарбонат лития
1.2.7. Дигидрофосфат калия	1.2.24. Сульфид аммония
1.2.8. Хлорид алюминия	1.2.25. Хлорид серебра
1.2.9. Нитрат меди (II)	1.2.26. Оксид олово (II)
1.2.10. Сульфид цинка	1.2.27. Сульфит магния
1.2.11. Оксид ртути (II)	1.2.28. Карбонат железа (III)
1.2.12. Хромат лития	1.2.29. Дигидроксонитрат алюминия
1.2.13. Сульфит бериллия	1.2.30. Хлорид никеля (II)
1.2.14. Пероксид водорода	1.2.31. Оксид висмута (III)
1.2.15. Фторид натрия	1.2.32. Сульфат аммония
1.2.16. Гидроксид алюминия	1.2.33. Дигидрофосфат кальция
1.2.17. Сульфат алюминия	

2. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Основой химии является атомно-молекулярное учение. Химическому элементу соответствует атом, соединениям молекула.

Атом – наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства. Химические свойства атома определяются его строением.

Молекула – наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами. Химические свойства молекулы определяются его составом и химическим строением. Молекула состоит из атомов.

Молекулярная масса (M) – масса молекулы, выраженная в атомных единицах массы. Молекулярная масса равна сумме атомных масс всех атомов, из которых состоит молекула.

$$M_r = A_{r1} \cdot i_1 + A_{r2} \cdot i_2 + A_{r3} \cdot i_3 \dots$$

Где M_r – молекулярная масса вещества

$A_{r1}, A_{r2}, A_{r3} \dots$ – относительные атомные массы элементов входящих в состав этого вещества

$i_1, i_2, i_3 \dots$ – индексы при химических знаках химических элементов.

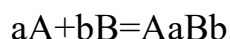
Пример: Вычислить молекулярную массу молекулы серной кислоты (H_2SO_4)

Последовательность действий	Выполнение действий
1. Записать молекулярную формулу серной кислоты.	H_2SO_4
2. Подсчитать по формуле молекулярную массу серной кислоты, подставив в формулу относительные атомные массы элементов и их индексы	$M_r(H_2SO_4) = A_r(H) \cdot n + A_r(S) \cdot n + A_r(O) \cdot n = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$
3. Записать ответ.	Ответ: $M_r(H_2SO_4) = 98$.

Моль – количество вещества, содержащее столько же структурных элементов, сколько атомов содержится в 12 г углерода ^{12}C .

Закон сохранения массы (Ломоносов, Лавуазье)

Общая масса реагентов равна общей массе продуктов реакции. Для уравнения реакции:



закон сохранения массы можно записать в следующем виде:

$$m(A) + m(B) = m(AaBb)$$

или в общем виде:

$$\sum M_{\text{исх. веществ}} = \sum M_{\text{прод. реакции}}$$

Закон кратных отношений (Дальтон). Если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то на одну и ту же массу одного из них приходится те же массы другого, которые относятся между собой как простые целые числа.

Закон постоянства состава (Пруст). Всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.

Последующее развитие химии показало, что существует соединения как постоянного, так и переменного состава. По предложению академика Н.С. Курнакова первые названы **дальтонидами** (в память Дальтона), вторые – **бертоллидами** (в память французского химика Бертолле, предвидевшего такие соединения). Состав дальтонида выражается простыми формулами с целочисленными стехиометрическими индексами, например, H_2O , HCl , CH_4 , C_6H_6 . Состав бертоллида изменяется и не отвечает стехиометрическим отношениям; у бертоллида дробные стехиометрические индексы. Так, оксид титана(II) TiO в действительности имеет состав с $TiO_{0,7}$ до $TiO_{1,3}$ (в зависимости от условий синтеза).

Закон эквивалентных отношений (Рихтер). Массы реагирующих веществ относятся между собой как молярные массы их эквивалентов:

$$\frac{M_A}{M_B} = \frac{\mathcal{E}_A}{\mathcal{E}_B},$$

где M_A, M_B – массы реагирующих веществ;

$\mathcal{E}_A, \mathcal{E}_B$ – их химические эквиваленты

Эквивалент химический – реальная или условная частица вещества, которая в данной кислотно-основной реакции эквивалентна одному атому водорода или в данной кислотно-восстановительной реакции – одному электрону.

$$\mathcal{E}_{\text{кислоты}} = \frac{\text{молекулярная масса кислоты}}{\text{количество атомов водорода}}$$

$$\mathcal{E}_{\text{основания}} = \frac{\text{молекулярная масса основания}}{\text{количество OH – групп}}$$

$$\mathcal{E}_{\text{соли}} = \frac{\text{молекулярная масса соли}}{\text{валентность металла} \cdot \text{ЧАМ}}$$

где Ч.А.М. – число атомов металла в молекуле соли

Закон Авогадро. В равных объемах любых газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул. Молекулы простых газов двухатомны (H_2 , O_2 , N_2).

1 моль – 22,4 л – $6,023 \cdot 10^{23}$ молекул (N_A) (где N_A – число Авогадро) при нормальных условиях ($T = 273,15$ К, $P = 101,325$ кПа)

Уравнение Менделеева – Клайперона

$$PV = \frac{m}{M} \cdot RT$$

где P – давление газа, Па; V – его объем, m^3

m – масса вещества, г ; M – его молярная масса, г/моль; T – абсолютная температура, К; R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль·К).

Контрольные вопросы

2.1. Для реакции взяли 10 г металлического кальция и 20 г жидкого брома Br_2 . Какое вещество осталось в избытке после окончания реакции? Рассчитайте массу этого избытка.

2.2. Алюминий массой 10,8 г сплавил с серой массой 22,4 г. Вычислите количество сульфида алюминия, который образуется в результате реакции.

2.3. В состав химического вещества входят кальций (массовая доля 29,4%), сера (23,5%) и кислород (47,1%). Определите формулу этого соединения.

2.4. Определите массовые доли элементов в следующих соединениях: а) оксиде лития; б) хлориде кальция; в) гидроксиде натрия; г) сульфате калия; д) серной кислоте.

2.5. При нагревании 20,06 г металла было получено 21,66 г оксида. Определить молярную массу эквивалента металла, если молярная масса эквивалента кислорода равна 8 г/моль.

2.6. Определить, какой это металл, если 1,6 г кальция и 2,615 г двухзарядного металла вытесняют из кислоты одинаковый объем водорода при одних и тех же условиях.

2.7. Определить молярную массу эквивалента металла, если при сгорании 7,2 г металла в хлоре получилось 28,2 г соли. Молярная масса эквивалента хлора равна 35,45 г/моль.

2.8. Хлорид металла содержит 69% хлора. Относительная атомная масса металла равна 47,9. Определить степень окисления металла в этом соединении.

2.9. Сколько молекул содержится в 6,4 г серы?

2.10. Сколько граммов меди образуется при восстановлении 8г оксида водородом, если выход реакции составил 82% от теоретического?

2.11. Сколько граммов осадка сульфата бария образуется при сливании растворов, содержащих 20,8 г хлорида бария и 8,0 г сульфата натрия?

2.12. 3,17 г хлора занимают объем равный 1 л (при н.у.) Вычислите по этим данным молекулярную массу хлора.

2.13. Какой объем займет при температуре 17⁰С и давлении 250 кПа оксид углерода (II) массой 84 г?

2.14. Дать название химическим соединениям. Определить молекулярные массы веществ:

1) Cu_2O

2) KNO_3

3) Na_2SiO_3

4) H_3PO_4

5) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

6) H_2SO_4

7) K_2S

8) $\text{Mg}(\text{OH})_2$

9) SO_3

10) CaCO_3

11) H_2SO_3

12) NH_4OH

13) P_2O_5

14) $\text{Zn}(\text{OH})_2$

15) H_2SiO_3

16) AlCl_3

17) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

18) CaF_2

19) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

20) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

21) KMnO_4

22) FeSO_4

23) Cr_2O_3

24) NH_4NO_3

25) $\text{Ni}_3(\text{PO}_4)_2$

3. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

«Атом» - греч «неделимый». Атомы, тем не менее, имеют сложное строение.

В центре – атомное ядро, имеющее чрезвычайно малые размеры по сравнению с размерами атома. В ядре сосредоточена почти вся масса атома. Ядро состоит из протонов и нейтронов (общее название их – нуклоны). Число протонов, электронов и нейтронов (N) связаны с зарядом ядра Z (заряд электрона – $1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл или –1 а.е.з., заряд протона – $+1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл или +1 а.е.з.) и массовым числом A (атомная масса) следующим соотношениям:

$$N = A - Z$$

В состав ядра входят положительные частицы – протоны (p^+) и нейтральные частицы – нейтроны (n^0). Таким образом, ядро атома заряжено положительно.

Протоны – частицы с положительным зарядом $+1$ и относительной массой 1 .

Нейтроны – электронейтральные частицы с относительной массой 1 .

Положительный заряд атома равен числу протонов.

Число протонов в ядре соответствует порядковому номеру химического элемента в периодической системе

Электронная оболочка атома окружает положительно заряженное ядро и состоит из отрицательных частиц – электронов e^- .

Электроны – частицы с отрицательным зарядом -1 и относительной массой $1/1837$ от массы протона.

Так как в целом масса всех электронов ничтожно мала, ею можно пренебречь. Значит, практически вся масса атома сосредоточена в ядре и представляет собой сумму масс протонов и нейтронов.

Массовое число – суммарное число протонов и нейтронов, округленно равно значению относительной атомной массе химического элемента (A_r).

Число нейтронов в ядре равно разности между массовым числом и числом протонов. $N = A - Z$

N – число нейтронов

A – массовое число

Z – число протонов.

Атом в целом электронейтрален.

Число электронов, движущихся вокруг ядра, равно числу протонов в ядре.

Атомная единица массы (а.е.м.) – величина, точно равная одной двенадцатой части ($1/12$) массы атома изотопа углерода $-^{12}C$ равна

$1,9932 \cdot 10^{-28}$ кг, а.е.м. равна $12,000$

1 а.е.м. $= 1,661 \cdot 10^{-27}$ кг

Атомную массу всех химических элементов сравнивают с 1 а.е.м. и получают численные значения относительных атомных масс.

Любое устойчивое состояние электрона в атоме характеризуется определенными значениями квантовых чисел **n , l , m и s** :

n – **главное квантовое число**, характеризующее энергию электрона и размер электронного облака, принимает значение $1, 2, 3 \dots + \infty$

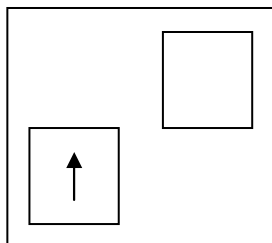
l – **побочное (орбитальное) квантовое число**, характеризующее геометрию орбитали, принимает значения $0, 1, 2, 3 \dots n - 1$

m – **магнитное квантовое число**, характеризующее геометрию орбитали, принимает значения от $-1 \dots 0 \dots +1$

s – **спин электрона**, характеризует собственный магнитный момент электрона, связанный с движениями электрона относительно “собственной оси”, принимает значения $\pm 1/2$.

Состояние электрона в атоме, отвечающее определенным значениям квантовых чисел называется **атомной электронной орбиталью**.

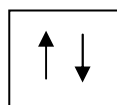
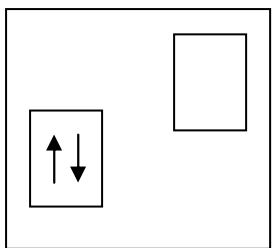
Правила заполнения атомных орбиталей (АО)



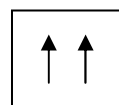
1. Принцип наименьшей энергии. В первую очередь заполняются электронами АО с наименьшей энергией. Порядок расположения АО по энергии:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 4f \approx 5d < 6p < 7s$$

2. Принцип запрета Паули. На одной АО могут находиться не более чем два электрона, которые должны иметь различные спиновые, магнитные квантовые числа m , s (направления спинов должны быть противоположными).

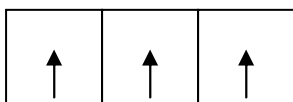


разрешено

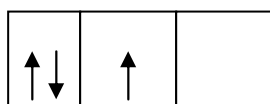


запрещено

3. Правило Хунда. АО заполняются электронами так, чтобы их суммарный спин был максимальным



разрешено



запрещено

4. Правило Клечковского. При переходе от одного элемента к другому электроны размещаются последовательно на орбиталях, расположенных в порядке возрастания суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n+l$). При одинаковых значениях этой суммы первой заполняется орбиталь с меньшим значением главного квантового числа.

Электронная конфигурация атома – распределение электронов по атомным орбиталям в соответствии с правилами заполнения.

Все атомы характеризуются индивидуальным набором спектральных линий электромагнитной шкалы.

Энергией ионизации (Э.И.) называется энергия, которую необходимо затратить для отрыва электрона от атома, часто ее приводят в электронвольтах, тогда ее называют потенциалом ионизации (П.И.).

Сродство к электрону (С.Э.) – энергия, выделяемая при присоединении электрона к атому, характеризует способность атома образовывать отрицательно заряженные ионы.

Электроотрицательность(Э.О.)- условная величина, характеризующая способность атома в химическом соединении притягивать к себе электроны.

Важнейшей характеристикой атома является размер, атомный радиус, измеряемый в ангстремах ($1\text{А} = 10^{-8}\text{см}$)

Все атомы одного и того же элемента имеют одинаковое число протонов и, следовательно, одинаковый заряд ядра, но могут содержать различное количество нейтронов, а значит, и различное массовое число. Такие атомы называют изотопами. Следовательно, **изотопы** – это атомы одного и того же химического элемента, отличающиеся друг от друга содержанием нейтронов в ядре. Например, водород имеет такие изотопы: Н –протий ($Z=1, A=1$), D –дейтерий ($Z=1, A=2$) и Т –третий ($Z=1, A=3$). Почти все химические элементы состоят из нескольких изотопов, которые делятся на две группы: стабильные и радиоактивные. Ядра стабильных изотопов вполне устойчивы, ядра радиоактивных изотопов самопроизвольно распадаются, превращаясь в ядра других элементов.

Явление радиоактивности – процесс самопроизвольного распада ядер некоторых элементов. Существует три вида радиоактивности: α, β, λ излучение. α - Лучи имеют положительный заряд. При α -распаде испускается α -частица (ядро ${}^4_2\text{He}$), заряд ядра уменьшается на α , массовое число на λ , образуется элемент, расположенный в периодической системе на две клетки левее. При β - распаде испускается электрон, заряд ядра увеличивается на 1, массовое число не изменяется, образуется элемент, расположенный в периодической системе на клетку правее. При β^+ - распаде или К-захвате испускается позитрон или захватывается электрон с ближайшей к ядру оболочки соответственно, заряд ядра уменьшается, массовое число не изменяется, образуется элемент, расположенный в периодической системе на одну клетку левее. λ - Лучи представляют собой электромагнитные колебания с очень малыми длинами волн

Контрольные вопросы

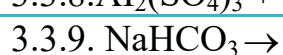
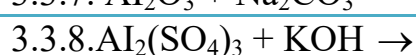
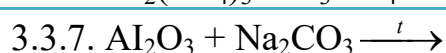
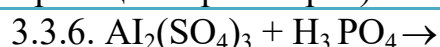
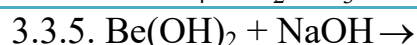
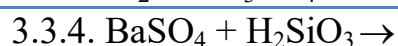
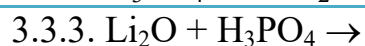
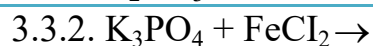
3.1. Напишите электронные и электронно-ячеечные формулы валентных электронов атомов следующих элементов в основном и возбуждённом состояниях, определите высшую и низшую степени окисления, приведите формулы оксидов в высшей степени окисления элемента:

- | | |
|--------------------------------------|--------------------------------------|
| 3.1.1. p-элемент VI периода IV гр. | 3.1.16. p-элемент V периода IV гр. |
| 3.1.2. p-элемент V периода V гр. | 3.1.17. d-элемент V периода VI гр. |
| 3.1.3. p-элемент V периода VII гр. | 3.1.18. p-элемент III периода VI гр. |
| 3.1.4. d-элемент IV периода VII гр. | 3.1.19. p-элемент III периода V гр. |
| 3.1.5. p-элемент III периода IV гр. | 3.1.20. d-элемент V периода IV гр. |
| 3.1.6. p-элемент III периода VI гр. | 3.1.21. p-элемент II периода IV гр. |
| 3.1.7. s-элемент V периода I гр. | 3.1.22. s-элемент IV периода II гр. |
| 3.1.8. p-элемент IV периода V гр. | 3.1.23. d-элемент IV периода IV гр. |
| 3.1.9. p-элемент IV периода IV гр. | 3.1.24. p-элемент V периода VII гр. |
| 3.1.10. d-элемент IV периода III гр. | 3.1.25. d-элемент VI периода VI гр. |
| 3.1.11. s-элемент III периода II гр. | 3.1.26. s-элемент VI периода I гр. |
| 3.1.12. p-элемент IV периода VII гр. | 3.1.27. p-элемент II периода VII гр. |
| 3.1.13. d-элемент VI периода V гр. | 3.1.28. d-элемент IV периода VII гр. |
| 3.1.14. s-элемент V периода II гр. | 3.1.29. p-элемент VI периода III гр. |
| 3.1.15. d-элемент IV периода VI гр. | 3.1.30. s-элемент VI периода II гр. |

3.2. Определить число протонов, нейтронов и электронов и заряд ядра атома для следующих элементов:

- | | | |
|-----------|------------|------------|
| 3.2.1. I | 3.2.10. Ne | 3.2.19. Cr |
| 3.2.2. Na | 3.2.11. F | 3.2.20. V |
| 3.2.3. Cl | 3.2.12. O | 3.2.21. Sn |
| 3.2.4. Ca | 3.2.13. B | 3.2.22. Sb |
| 3.2.5. Al | 3.2.14. Ba | 3.2.23. Cs |
| 3.2.6. S | 3.2.15. Si | 3.2.24. As |
| 3.2.7. P | 3.2.16. Ni | 3.2.25. Te |
| 3.2.8. C | 3.2.17. Fe | 3.2.26. Mn |
| 3.2.9. K | 3.2.18. Co | 3.2.27. Zr |

3.3. Составить уравнения химических реакций, написать продукты реакции, дать названия исходным соединениям и продуктам реакции по международной номенклатуре, расставить стехиометрические коэффициенты, составить ионно-молекулярные уравнения (для реакций в растворах).



3.3.11. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	3.3.22. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$
3.3.12. $\text{H}_2\text{S} + \text{AgCl} \rightarrow$	3.3.23. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$
3.3.13. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	3.3.24. $\text{PbO} + \text{HCl} \rightarrow$
3.3.14. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$	3.3.25. $\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
3.3.15. $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{FeCl}_2 \rightarrow$	3.3.26. $\text{ZnO} + \text{KOH} \xrightarrow{t} \rightarrow$
3.3.16. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow$	3.3.27. $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
3.3.17. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{ZnCl}_2 \rightarrow$	3.3.28. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow$
3.3.18. $\text{BaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	3.3.29. $\text{CdCl}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
3.3.19. $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$	3.3.30. $\text{CrO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
3.3.20. $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$	
3.3.21. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow$	

4. КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

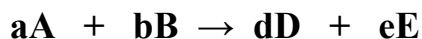
4.1. Химическая кинетика

Раздел химии изучающий скорость и механизм химических реакций, а также их зависимость от различных факторов (концентрации, температуры, давления и т.д.) называется **химической кинетикой**.

Скорость химической реакции измеряют по изменению концентрации реагирующих (исходных) веществ (Δc) в единицу измерения (Δt).

$$V = \Delta c / \Delta t$$

Согласно основному закону химической кинетики **скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов** (закон действующих масс). Например, для реакции



математическое выражение закона:

$$V = k \cdot (C_A)^a \cdot (C_B)^b$$

где C_A и C_B – концентрации реагирующих веществ.

k – коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости химической реакции. При $C_A = C_B = 1$ моль/л $V = k$. В этом физический смысл константы скорости.

Влияние температуры на скорость химической реакции определяется **правилом Вант-Гоффа**: при повышении температуры на 10° скорость реакции

возрастает примерно в 2-4 раза. Это увеличение скорости называют температурным коэффициентом γ .

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{(T_2 - T_1)/10}$$

T_1, T_2 – начальная и конечная температуры;

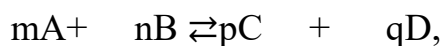
V_1, V_2 – скорости;

γ – коэффициент, варьирующийся от 2 до 4.

4.2. Химическое равновесие

Все химические реакции можно разделить на необратимые и обратимые. **Необратимыми** реакциями называются такие реакции, которые протекают в одном направлении и идут до конца. К ним относятся реакции, сопровождающиеся выпадением осадка, выделением газа, образованием малодиссоциирующих веществ и т.п. **Обратимыми** называются такие реакции, которые одновременно протекают в двух взаимно-противоположных направлениях.

Если протекает обратимая реакция



то согласно закону действующих масс

$$K_p = [C]^p \cdot [D]^q / [A]^m \cdot [B]^n$$

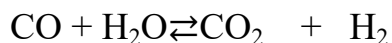
где K_p – константа равновесия.

Смещение равновесия определяется **принципом Ле-Шателье**: если изменить одно из условий, при которых система находится в состоянии химического равновесия (например, температуру, давление или концентрацию), то равновесие смещается в направлении той реакции, которая противодействует произведенному изменению.

Среди многочисленных факторов, влияющих на скорость химической реакции, особое значение придается катализаторам. **Катализаторы** – вещества, изменяющие скорость химического процесса, но остающиеся после реакции в химически неизменном виде и первоначальном количестве.

Контрольные вопросы

4.1. Начальные концентрации веществ в реакции.



были равны (моль/л): $C_{CO} = 0,5$, $C_{H_2O} = 0,6$, $C_{CO_2} = 0,4$, $C_{H_2} = 0,2$.

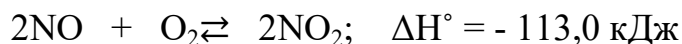
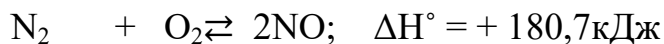
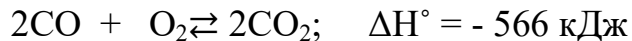
Вычислите концентрации всех участвующих в реакции веществ после того, как прореагировало 60 % H_2O .

4.2. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость образования NO_2 по реакции



Возросла в 1000 раз.

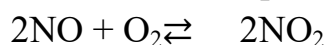
4.3. В какую сторону сместится химическое равновесие в системах:



а) при повышении температуры;

б) при повышении давления?

4.4. Константа равновесия реакции



при 494°C равна 2,2. В состоянии равновесия $C_{\text{NO}} = 0,02$ моль/л, $C_{\text{NO}_2} = 0,03$ моль/л. Вычислить исходную концентрацию кислорода.

4.5. Рассчитайте во сколько раз изменится скорость прямой реакции при уменьшении температуры на 40° , при температурном коэффициенте $\gamma = 3$.

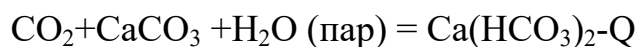
4.6. Рассчитайте во сколько раз изменится скорость прямой реакции при увеличении температуры на 30° , при температурном коэффициенте $\gamma = 2$.

4.7. Рассчитайте во сколько раз изменится скорость прямой реакции $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ при увеличении давления в 3 раза.

4.8. Рассчитайте во сколько раз изменится скорость прямой реакции $2\text{Fe} + \text{O}_2 = 2\text{FeO}$ при уменьшении давления в 3 раза.

4.9. Рассчитайте во сколько раз изменится скорость прямой реакции $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ при увеличении давления в 3 раза.

4.10. Предскажите в соответствии с принципом Ле-Шателье направление смещения равновесия при изменении внешних условий:

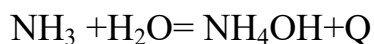


а) температура повышается;

б) давление понижается;

в) концентрация CO_2 увеличивается.

4.11. Предскажите в соответствии с принципом Ле-Шателье направление смещения равновесия при изменении внешних условий:

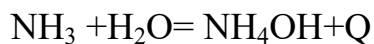


а) температура повышается;

б) давление понижается;

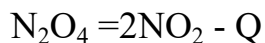
в) концентрация CO_2 увеличивается.

4.12. Предскажите в соответствии с принципом Ле-Шателье направление смещения равновесия при изменении внешних условий:



- а) температура повышается;
- б) давление понижается;
- в) концентрация CO_2 увеличивается.

4.13. Предскажите в соответствии с принципом Ле-Шателье направление смещения равновесия при изменении внешних условий:



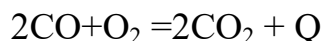
- а) температура повышается;
- б) давление понижается;
- в) концентрация CO_2 увеличивается.

4.14. Предскажите в соответствии с принципом Ле-Шателье направление смещения равновесия при изменении внешних условий:



- а) температура повышается;
- б) давление понижается;
- в) концентрация CO_2 увеличивается

4.15. Предскажите в соответствии с принципом Ле-Шателье направление смещения равновесия при изменении внешних условий:



- а) температура повышается;
- б) давление понижается;
- в) концентрация CO_2 увеличивается

5. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

Термодинамика - это наука, изучающая переходы энергии из одной формы в другую, от одних частей системы к другим, а также направление и пределы самопроизвольного протекания процессов.

Химическая термодинамика – область химии, изучающая **энергетику** химических процессов, возможности и условия самопроизвольного протекания химических реакции, а также условия установления химических равновесия.

Объектам изучения термодинамики является **система**, т.е. тело или совокупность тел, состоящих из множества молекул или атомов, мысленно или фактически обособленных от окружающей среды. Химические вещества, входящие в состав системы, являются её составными частями или компонентами. Системы могут быть одно - двух - и многокомпонентными.

Термодинамические системы делятся на **гомогенные** (однородные) и **гетерогенные** (неоднородные). Гомогенные системы, в отличие от

гетерогенных, не имеют поверхности раздела между отдельными участками, т.е. являются однофазными. При этом под **фазой** подразумевается совокупность однородных частей системы, имеющих одинаковый состав, строение, свойства и отделенных от других частей системы поверхностью раздела или граничной поверхностью. Примером гомогенных систем могут служить смеси газов, жидкие или твердые растворы и др. Гетерогенные системы содержат несколько фаз, например: лед- вода, лед- вода- пар и др.

Термодинамические системы могут быть **открытыми** (возможен обмен с окружающей средой, как веществом, так и энергией), **закрытыми** (обмен веществом с окружающей средой невозможен) и **изолированными** (отсутствуют какие-либо формы обмена).

В ходе различных превращений система переходит из одного энергетического состояния в другое. То или иное состояние системы определяется или характеризуется термодинамическими параметрами. Основными параметрами системы являются: объем, давление, температура и концентрация.

В зависимости от того, какие параметры при переходе системы из одного состояния в другое остаются постоянными, процессы делятся на: изохорные (проходящие при постоянном объеме, $V=\text{const}$), изобарные (проходящие при постоянном давлении, $P=\text{const}$) и изотермические (проходящие при постоянной температуре, $T=\text{const}$).

Термодинамические функции

В химических процессах наиболее часто используются следующие термодинамические функции состояния системы:

Внутренняя энергия (U); Энтальпия (H); Энтропия (S); Энергия Гиббса (G).

Внутренняя энергия U и её изменение ΔU при $V=\text{const}$.

Внутренняя энергия системы (U) – это полная энергия системы, включающая кинетическую энергию всех видов движения молекул, атомов, ядер, электронов и других структурных единиц, а также потенциальную энергию взаимодействия и др., кроме кинетической и потенциальной, энергии всей системы как целого по отношению к другим системам.

Запас внутренней энергии системы зависит от параметров состояния системы, природы вещества и прямо пропорционален массе вещества. Абсолютное значение внутренней энергии определить невозможно, так нельзя привести систему в состояние, полностью лишенное энергии. Можно лишь судить об ее изменении (ΔU) при переходе из начального состояния 1

(которому соответствует U_1) в конечное состояние 2 (которому соответствует U_2),:

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Энтальпия (теплосодержание) H и ее изменение ΔH при $P = \text{const}$;

Энтальпия, как и внутренняя энергия, являясь функцией состояния, зависит от параметров состояния системы, ее природы, физического состояния и количества вещества, а ее изменение (ΔH) определяется только начальным и конечным состоянием системы и записывается в виде:

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

Энергия не исчезает бесследно и не возникает из ничего, а лишь переходит из одной формы в другую в эквивалентных количествах.

При переходе неизолированной системы из одного состояния в другое, изменение ее внутренней энергии осуществляется путем обмена с окружающей средой. Основными формами обмена являются совершение работы и выделение или поглощение теплоты

Теплоты химических процессов, протекающих в изохорно-изотермических и изобарно-изотермических условиях, называют тепловыми эффектами. Тепловые эффекты реакций измеряются в Дж/моль или кДж/моль. При этом теплота в ходе реакции может, как выделяться, так и поглощаться. В тех случаях, когда теплота выделяется ($\Delta H < 0$ или $\Delta U < 0$), реакции называются **экзотермическими**, а когда поглощается ($\Delta H > 0$ или $\Delta U > 0$) – **эндотермическими**. Тепловые эффекты реакций определяются как экспериментально, так и с помощью термохимических расчетов. В расчетах используют не абсолютные значения H и U (т.к. измерить их невозможно), а их изменение (ΔH и ΔU).

Уравнения химических реакций, записанные с указанием их теплового эффекта называют **термохимическими уравнениями**.

Например: $aA + bB = cC + dD$; ΔH_p

Для проведения термохимических расчетов вводят специальные понятия - **энтальпия (теплота) образования и сгорания** вещества.

Энтальпией или теплотой образования вещества называют тепловой эффект реакции образования одного моля вещества из простых веществ, устойчивых при данных условиях.

Энтальпии (теплоты) образования веществ, отнесенные к стандартному состоянию ($p = 1 \text{ атм}$ и $T = 298 \text{ K}^0$), называются стандартными, обозначаются как $\Delta H_{298 \text{ обр}}^0$ или ΔH_{298}^0 . В последнее время – просто как ΔH_{298}^0 и выражают в Дж/моль или кДж/моль. Верхний индекс отмечает стандартное состояние вещества, нижний - стандартную температуру.

В основе термодимических расчётов реакций лежит **закон Гесса**: тепловой эффект реакции (ΔH_p) не зависит от пути его протекания, а определяется только природой и физическим состоянием исходных веществ и конечных продуктов.

Закон Гесса имеет два практически важных следствия. Согласно одному из них: *тепловой эффект реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ*:

$$\Delta H_p = \sum \Delta H_{\text{обр.прод.}} - \sum \Delta H_{\text{обр.исх.}}$$

с учётом числа молей всех участвующих в реакции веществ.

Согласно другому следствию, термодимические уравнения можно складывать, вычитать и умножать на численные множители.

Пример 1. Вычислить тепловой эффект реакции:
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$; ΔH -?

Решение: В соответствии с законом Гесса тепловой эффект реакции рассчитывается по уравнению: $\Delta H_p = [2\Delta H_{\text{обр}}^0 \text{CO}_{2(\text{г})} + 3\Delta H_{\text{обр}}^0 \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}] - [\Delta H_{\text{обр}}^0 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})} + 3\Delta H_{\text{обр}}^0 \text{O}_{2(\text{г})}]$.

Используя значения стандартных энтальпий (теплот) образования указанных веществ (см. приложение 1), вычисляем ΔH_p :

$$\Delta H_p = 2(-393,5) + 3(-285,8) + 276,6 - 3 \cdot 0 = -1366,9 \text{ кДж/моль}$$

Пример 2. Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода $\Delta H_{\text{обр}}^0 \text{CO}_{2(\text{г})} = -393,5 \text{ кДж/моль}$ и термодимического уравнения: $\text{C}(\text{графит}) + 2\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{N}_2(\text{г})$; $\Delta H^0 = -557,5 \text{ кДж/моль}$, вычислите теплоту образования $\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})}$.

Решение: В соответствии с законом Гесса:

$$\begin{aligned} \Delta H_p &= [\Delta H_{\text{обр}}^0 \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\Delta H_{\text{обр}}^0 \text{N}_2(\text{г})] - [\Delta H_{\text{обр}}^0 \text{C}(\text{графит}) + 2\Delta H_{\text{обр}}^0 \text{N}_2\text{O}_{(\text{г})}]. \text{Отсюда:} \\ \Delta H_{\text{обр}}^0 \text{N}_2\text{O}_{(\text{г})} &= 1/2[\Delta H_{\text{обр}}^0 \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\Delta H_{\text{обр}}^0 \text{N}_2(\text{г}) - \Delta H_{\text{обр}}^0 \text{C}(\text{графит}) - \Delta H_p] = \\ &= 1/2[(-393,5) + 2 \cdot 0 - 0 - (-557,5)] = +82,0 \text{ кДж/моль.} \end{aligned}$$

Теплотой (энтальпией) сгорания вещества является тепловой эффект реакции окисления кислородом одного моля данного вещества до $\text{CO}_{2(\text{г})}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$

При этом у остальных элементов в каждом конкретном случае указывают продукты их окисления, а стандартные теплоты сгорания высших оксидов и

кислорода принимают равными нулю. Стандартная теплота (энтальпия) сгорания обозначается как $\Delta H^0_{298 \text{ сгор}}$. Измеряется в кДж/моль.

Тепловой эффект реакции равен разности между суммой теплот сгорания исходных веществ и суммой теплот сгорания конечных продуктов:

$$\Delta H_p = \sum (\Delta H^0_{\text{сгор}})_{\text{исх.}} - \sum (\Delta H^0_{\text{сгор}})_{\text{прод.}}$$

Энтропия S и её изменение ΔS .

Мерой разупорядоченности или хаотичности системы в термодинамике служит **энтропия**.

В изолированных системах самопроизвольно могут протекать процессы, сопровождающиеся увеличением энтропии, $S_2 > S_1$ или $\Delta S > 0$.

Энтропия зависит от всех видов движения частиц, составляющих систему, их количества, числа степеней свободы и возрастает с повышением температуры. Поэтому в процессах, вызываемых увеличением движения частиц, т.е. при нагревании, испарении, плавлении, разрыве связей между атомами и т.п., энтропия возрастает. Наоборот, упрочнение связей, охлаждение, конденсация, кристаллизация, полимеризация, т.е. процессы, связанные с упорядочением системы, сопровождаются уменьшением энтропии. Энтропия пропорциональна также массе вещества. Её обычно относят к молю вещества и выражают в Дж/моль К.

Энтропия, отнесённая к стандартной температуре 25 С (298 К) и стандартному давлению (1 атм), называется стандартной (S^0).

$$\Delta S = S_2 - S_1$$

Энергия Гиббса G и её изменение ΔG при P- const и T- const.

С учётом одновременного действия этих двух противоположных факторов такой движущей силой (функцией состояния) для реакций, протекающих при постоянной температуре и давлении, является **энергия Гиббса (G)**, называемая также изобарно – изотермическим потенциалом, или свободной энергией. В качестве критерия для определения направления самопроизвольного протекания химических процессов используется изменение энергии Гиббса ΔG ($\Delta G = G_2 - G_1$). В зависимости от знака её изменения возможны три случая

1. **$G < 0$, реакция термодинамически возможна;**
2. **$G > 0$, реакция термодинамически невозможна;**
3. **$G = 0$, термодинамически возможны как прямая, так и обратная реакция.**

Отсутствие изменения энергии Гиббса является термодинамическим условием установления химического равновесия в реакционной системе.

Энергия Гиббса связана с энтальпией, энтропией и температурой:

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

Стандартная энергия Гиббса образования простых веществ условно принимается равной нулю.

Пример 3. Пользуясь справочными данными, установить, возможно ли при температурах 298 и 2500 К восстановление диоксида титана до свободного металла по схеме: $\text{TiO}_2(\text{k}) + 2\text{C}_{(\text{графит})} = \text{Ti}(\text{k}) + 2\text{CO}(\text{r})$. Зависимостью ΔH и ΔS от температуры пренебречь.

Решение. В приложении находим значение $\Delta G_{\text{обр}}$ (в кДж/моль) при 298 К для $\text{TiO}_2(\text{k})$ (- 889,6) и CO (- 137,1). Тогда для рассматриваемой реакции: $\Delta G_{298} = - 137,1 \cdot 2 - (- 888,6) = 614,4$ кДж.

Поскольку $G_{298} > 0$ то восстановление TiO_2 при 298 К невозможно.

Для расчета G_{2500} воспользуемся уравнением $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$.

При этом, в соответствии с указанием в условии задачи, используем значения ΔH и S при 298 К. Для расчёта ΔH и ΔS реакции необходимо найти в приложении значения

$\Delta H_{\text{обр}}$ для TiO_2 (- 943,9) и CO (- 110,5), а также значения $S_{\text{обр}}$ [в Дж/моль К] для

TiO_2 (50,3), Ti (30,6) и CO (197,5). Тогда для рассматриваемой реакции:

$$\Delta H = -110,5 \cdot 2 - (-943,9) = 722 \text{ кДж};$$

$$\Delta S = 30,6 + 197,5 \cdot 2 - 50,3 - 5,7 \cdot 2 = 425,6 - 61,7 = 363,9 \text{ Дж/моль К}.$$

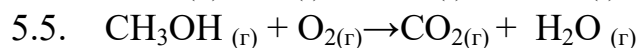
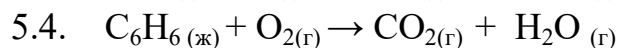
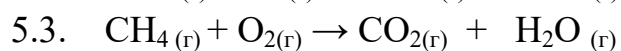
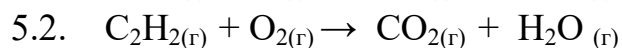
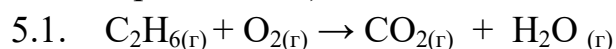
Теперь находим ΔG_{2500} реакции, выражая ΔS в кДж/моль К

$$\Delta G_{2500} = \Delta H_{2500} - T \cdot S_{2500} = 722,9 - 2500 \cdot 363,9 / 1000 = 722,9 - 909,8 = - 186,9 \text{ кДж}.$$

Таким образом, $G_{2500} < 0$, поэтому восстановление TiO_2 графитом при 2500 К возможно.

Контрольные вопросы

Вычислить ΔH_{298}^0 , ΔS_{298}^0 и ΔG_{298}^0 реакций (предварительно расставьте коэффициенты, а необходимые для термодинамического расчета данные возьмите из приложения):



- 5.6. $C_2H_4(r) + O_2(r) \rightarrow CO_2(r) + H_2O(r)$
 5.7. $C_2H_5OH_{(ж)} + O_2(r) \rightarrow CO_2(r) + H_2O(r)$
 5.8. $H_2S(r) + O_2(r) \rightarrow SO_2(r) + H_2O_{(ж)}$
 5.9. $Fe_2O_3(k) + CO \rightarrow Fe(k) + CO_2(r)$
 5.10. $Fe_2O_3(k) + H_2(r) \rightarrow Fe(k) + H_2O_{(ж)}$
 5.11. $Fe_2O_3(k) + C_{(графит)} \rightarrow Fe(k) + CO_2(r)$
 5.12. $HCl(r) + O_2(r) \rightarrow Cl_2(r) + H_2O(r)$
 5.13. $NO(r) + O_2(r) \rightarrow NO_2(r)$
 5.14. $NO(r) + NO_2(r) \rightarrow N_2O_3(r)$
 5.15. $Ca(OH)_2(k) + CO_2(r) \rightarrow CaCO_3(k) + H_2O_{(ж)}$
 5.16. $CaO(k) + H_2O_{(ж)} \rightarrow Ca(OH)_2(k)$
 5.17. $CaO(k) + P_2O_5(k) \rightarrow Ca_3(PO_4)_2(r)$
 5.18. $MgO(k) + CO_2(r) \rightarrow MgCO_3(k)$
 5.19. $NH_3(r) \rightarrow N_2(r) + H_2(r)$
 5.20. $CO(r) + O_2(r) \rightarrow CO_2(r)$
 5.21. $FeO(k) + CO(r) \rightarrow Fe(k) + CO_2(r)$
 5.22. $C_6H_{12}O_6(k) + O_2(r) \rightarrow CO_2(r) + H_2O_{(ж)}$
 5.23. $C_6H_{12}O_6(k) \rightarrow C_2H_5OH_{(ж)} + H_2O_{(ж)}$
 5.24. $NiO(k) + Pb(k) \rightarrow Ni(k) + PbO(k)$
 5.25. $CuO(k) + Pb(k) \rightarrow Cu(k) + PbO(k)$
 5.26. $Al(k) + Fe_2O_3(k) \rightarrow Fe(k) + Al_2O_3(k)$
 5.27. $CaCO_3(k) \rightarrow CaO(k) + CO_2(r)$
 5.28. $N_2(r) + O_2(r) \rightarrow N_2O(r)$
 5.29. $NH_4NO_3(k) \rightarrow N_2O(r) + H_2O(r)$
 5.30. $C_{(графит)} + CO_2(r) \rightarrow CO(r)$

6. РАСТВОРЫ

Растворами называют состоящие из двух или нескольких веществ гомогенные системы, состав которых может изменяться в широких пределах.

Вещество, которое при растворении не меняет своего агрегатного состояния, или входит в состав раствора в преобладающем количестве, называют **растворителем**.

По агрегатному состоянию растворы бывают **газообразные** (газовые смеси, воздух), **жидкие** и **твердые** (сплавы металлов). Наибольшее значение имеют жидкие (водные) растворы.

Важной характеристикой любого раствора является его состав, выражаемый концентрацией.

Для приблизительного выражения концентрации растворов применяют термины *концентрированный* и *разбавленный* растворы.

Концентрированный раствор содержит такие количества растворенного вещества, которые сравнимы с количеством растворителя. Например, в 100 г воды растворено 20 г медного купороса (20 и 100 – сравнимые величины).

Разбавленный раствор содержит малое количество растворенного вещества по сравнению с количеством растворителя. Например, в 100 г воды растворено 0,2 г медного купороса (0,2 г очень мало, по сравнению со 100 г растворителя).

6.1. Способы выражения концентраций растворов

Существуют различные способы выражения концентраций. Наиболее употребляемые в химии: массовая доля растворенного вещества, молярная, моляльная, нормальная концентрации.

Массовая доля растворенного вещества (процентная концентрация по массе) – отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора.

$$\omega_{\text{в}} = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р-ра}}}, \quad (6.1)$$

где $m_{\text{в}}$ - масса растворенного вещества, $m_{\text{р-ра}}$ - масса раствора

$\omega_{\text{в}}$ – массовая доля растворенного вещества, выражают в долях единицы, или в процентах (для этого умножают на 100%).

Молярная концентрация – число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

$$C_{\text{м}} = \frac{n_{\text{в}}}{1\text{л}} \quad (6.2)$$

если x – число молей растворенного вещества в объеме раствора V , тогда $n_{\text{в}}$ молей - в 1 литре (1000 мл). Отсюда $n_{\text{в}} = \frac{x \cdot 1000}{V}$.

где $n_{\text{в}}$ - число молей растворенного вещества, определяется как $\frac{m}{M}$, подставляя в уравнение (6.2) получим:

$$C_{\text{м}} = \frac{m_{\text{в}}}{M_{\text{в}}} \cdot \frac{1000}{V} \quad (6.3)$$

где $m_{\text{в}}$ - масса растворенного вещества, в (г); $M_{\text{в}}$ - молярная масса растворенного вещества (г/моль); V – объем раствора (мл).

Нормальная концентрация – Число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора

$$C_{\text{н}} = \frac{m_{\text{в}}}{\varepsilon} \cdot \frac{1000}{V} \quad (6.4)$$

где \mathcal{E} – эквивалентная масса растворенного вещества (см. раздел 2).

Контрольные вопросы

6.1. В 150 г воды растворили 10 г NaCl. Рассчитать массовую долю соли в получившемся растворе.

6.2. Определите массовую долю растворенного вещества, если в 150 г раствора содержится 30 г соли.

6.3. Раствор, содержит 40 г кислоты, и 160 г воды, определите массовую долю растворенного вещества.

6.4. Сколько соли (в граммах) содержится в 700 г 35 %-го раствора.

6.5. К 450 г 30 %-го раствора прилили 150 г воды. Выразить в процентах концентрацию получившегося раствора.

6.6. В 15 %-й раствор, содержащий 35 г соли добавили еще 20 г. Выразить в процентах концентрацию получившегося раствора.

6.7. Сколько воды надо добавить к 300 г 40 %-го раствора, чтобы получить раствор с концентрацией 25 %.

6.8. Смешали 250 г 10 %-го раствора соли и 450 г 40 %-го раствора. Определить массовую долю полученного раствора.

6.9. В 250 г воды растворено 50 г кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Вычислить массовую долю FeSO_4 .

6.10. Необходимо приготовить 2 л 30%-го раствора аммиачной селитры. Сколько нитрата аммония и воды нужно смешать.

6.11. Рассчитать массовую долю спирта ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) в растворе, содержащем 90 г спирта и 200 г воды.

6.12. В 200 мл раствора содержится 12 г сульфата магния. Рассчитайте молярную концентрацию раствора.

6.13. Рассчитайте молярную концентрацию раствора, содержащего 10 г гидроксида натрия и 45 г воды, плотность которого 1,219 г/мл.

6.14. Сколько граммов NaOH необходимо взять, для приготовления 0,5 л раствора.

6.15. Определите нормальность раствора, в 1 л которого содержится 9,8 г H_2SO_4 .

6.16. Найти молярную и нормальную концентрацию 10% -ного раствора CuSO_4 (плотность раствора 1,1 г/мл).

6.17. Найти молярную и нормальную концентрацию 10% -ного раствора HNO_3 (плотность раствора 1,05 г/мл).

6.18. Найти процентную и нормальную концентрацию 1,2 молярного раствора HCl (плотность раствора 1,02 г/мл).

6.19. Найти молярную и нормальную концентрацию 5% -ного раствора NaOH (плотность раствора 1,05 г/мл).

6.20. Найти процентную и молярную концентрацию 0,3 нормального раствора H_3PO_4 (плотность раствора 1,01 г/мл).

6.21. Найти молярную и нормальную концентрацию 5% -ного раствора NaOH (плотность раствора 1,05 г/мл).

6.22. Найти процентную и нормальную концентрацию 0,4 молярного раствора H_2SO_4 (плотность раствора 1,027 г/мл).

6.23. Найти процентную и молярную концентрацию 0,1 нормального раствора $(NH_4)_2SO_4$ (плотность раствора 1,0 г/мл).

6.24. Найти молярную и нормальную концентрацию 2% -ного раствора KOH (плотность раствора 1,01 г/мл).

6.25. Найти процентную и молярную концентрацию 0,1 нормального раствора CH_3COOH (плотность раствора 1,0 г/мл).

6.2. Коллигативные свойства растворов

1. Понижение давления пара растворителя над раствором, Δp (закон Рауля)

Парциальное давление насыщенного пара над чистым растворителем всегда ниже парциального давления насыщенного пара над раствором:

$$p_1 = N_1 \cdot p_0; \Delta p = p_0 - p_1 = N_2 \cdot p_0 = p_0 \frac{n_2}{n_1 + n_2};$$

где p_1 - парциальное давление насыщенного пара растворителя над раствором; p_0 - давление насыщенного пара над чистым растворителем; N_1 - мольная доля растворителя; N_2 - мольная доля растворенного вещества; n_1 - число молей растворителя; n_2 - число молей растворенного вещества.

2. Понижение температуры кристаллизации (замерзания) раствора $\Delta t_{\text{зам}}$.

Растворы замерзают при температуре ниже температуры замерзания чистого растворителя.

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot m = K \cdot \frac{m}{M} \cdot \frac{1000}{L};$$

где K - криоскопическая постоянная растворителя ($K_{\text{воды}} = 1,86$); m - масса растворенного вещества (г); M - молярная масса растворенного вещества (г/моль); L - масса растворителя (г).

3. **Повышение температуры кипения раствора $\Delta t_{\text{кип}}$.** Растворы кипят при температуре выше температуры кипения чистого растворителя.

$$\Delta t_{\text{кип}} = \mathcal{E} \cdot m = \mathcal{E} \cdot \frac{m}{M} \cdot \frac{1000}{L};$$

где \mathcal{E} – эбуллиоскопическая постоянная растворителя ($\mathcal{E}_{\text{воды}} = 0,52$).

4. Осмотическое давление, P , кПа.

$$P_{\text{осм}} = C_{\text{м}} \cdot RT;$$

где $C_{\text{м}}$ – молярная концентрация раствора; R – газовая постоянная (8,31 Дж/(моль · К)); T – температура (К).

Контрольные вопросы

6.26. Найдите температуру кипения ($\mathcal{E}_{\text{воды}} = 0,52$) и температуру замерзания ($K_{\text{воды}} = 1,86$) растворов, содержащих:

- 1) 14 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ в 250 г воды;
- 2) 11 г глицерина ($C_3H_8O_3$) в 200 г воды;
- 3) 7 г мочевины ($(NH_2)_2CO$) в 250 г воды;
- 4) 4 г сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 100 г воды;
- 5) 54 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ в 250 г воды;
- 6) 40 г этилового спирта (C_2H_5OH) в 60 мл воды.
- 7) 16 г сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ и 350 г воды;
- 8) 9 г глицерина $C_3H_5(OH)_3$ в 1 л воды;
- 9) 100 г поваренной соли в 0,5 л воды;
- 10) 250 г. нитрата калия в 1 л воды;
- 11) 360 г. хлорида железа (II) в 2 л воды;
- 12) 58 г сульфата калия в 250 г воды;
- 13) 64 г нитрата алюминия в 450 г воды;
- 14) 34 г сульфата алюминия в 100 г воды;
- 15) 18 г бромид кальция в 100 г. воды;
- 16) 25 г. фторид никеля (II) в 70 г воды;
- 17) 150 г уксусной кислоты в 0,5 л воды;
- 18) 260 г мочевины в 1 л воды;
- 19) 15 г нитрата аммония в 150 г воды;
- 20) 215 г хлорида кальция в 0,5 л воды;
- 21) 35 г нитрата бария в 120 г воды;
- 22) 44 г иодида кобальта (II) в 150 г воды;
- 23) 20 г глицерина в 60 г воды;
- 24) 112 г глюкозы в 0,5 л воды;
- 25) 100 г хлорид аммония в 1 л воды.

7. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

7.1. Электролитическая диссоциация и рН растворов

Различают электролиты и неэлектролиты. К первым принадлежат вещества, водный раствор которых проводит электрический ток. Химические соединения, имеющие гетерополярное (ионное) строение (например NaCl, KNO₃, CaF₂ и т.д.) проводят ток также и в расплавленном состоянии.

Неэлектролиты – вещества, неспособные диссоциировать на положительные и отрицательные ионы при растворении их в воде. Поэтому они не обладают электропроводностью систем ни в растворенном, ни в расплавленном состоянии. К неэлектролитам относятся очень многие органические вещества (спирты, эфиры, кетоны, сахара и т.д.)

Электролитами являются все вещества, способные диссоциировать на положительно и отрицательно заряженные ионы в водном растворе.

К электролитам относятся неорганические кислоты, основания и соли.

Сущность **теории электролитической диссоциации** можно свести к следующим трем положениям:

1. Электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на положительные и отрицательные ионы.

2. Под действием электрического тока, положительно заряженные ионы движутся к катоду, отрицательно заряженные – к аноду. Поэтому первые называются катионами, вторые – анионами.

3. Диссоциация – процесс обратимый, поскольку параллельно идет распад молекул на ионы (диссоциация) и объединение ионов в молекулы (ассоциация). Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации вместо знака равенства ставят знак обратимости. Например, уравнение диссоциации молекулы электролита КА на катион К⁻ и анион А⁺ записывается так:



Реакция среды (нейтральная, кислая или щелочная) любого водного раствора электролита определяется соотношением концентраций ионов водорода (С_{Н⁺}) и гидроксила (С_{ОН⁻}). Вода относится к очень слабым электролитам – на ионы распадается приблизительно одна из 556·10⁶ молекул по уравнению:



Ион водорода (протон) в воде изолированно существовать не может и присоединяет молекулу воды, образуя ион гидроксония (Н₃О⁺). Для упрощения записи в уравнениях химических реакций указывают ион водорода (Н⁺). При

температуре 25°C в любом водном растворе электролита выполняется постоянство произведения концентраций протонов водорода и гидроксил – иона:

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

называемого ионным произведением воды ($K_{\text{H}_2\text{O}}$).

В случае равновесия:

$$C_{\text{H}^+} = C_{\text{OH}^-} = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Количественно характер среды определяют величиной C_{H^+} или водородным показателем (рН) раствора. Через рН обозначают десятичный логарифм от концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком:

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+}$$

Величина рН может принимать значения в интервале от –1 до 14. В нейтральной среде рН=7, в кислой – рН<7; в щелочной среде рН >7.

Обычно рН в растворах определяют с помощью электронных приборов – ионометров – рН-метров или бумажных индикаторов, которые фиксируют изменение цвета индикатора в зависимости от кислотности или щелочности раствора.

Контрольные вопросы

7.1. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих соединений:

- | | |
|---|--|
| 7.1.1. $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HCl , Na_2SO_4 | 7.1.13. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, H_2S , $\text{Cr}(\text{OH})_3$ |
| 7.1.2. HNO_3 , BeSO_4 , $\text{Sn}(\text{OH})_2$ | 7.1.14. FeCl_3 , HBr , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ |
| 7.1.3. NH_4OH , Na_2CrO_4 , HBr | 7.1.15. H_2SeO_3 , ZnSO_4 , NaOH |
| 7.1.4. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, HMnO_4 , KOH | 7.1.16. NH_4Cl , HNO_3 , CrCl_3 |
| 7.1.5. H_2SeO_3 , NaF , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ | 7.1.17. FeSO_4 , HCl , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, |
| 7.1.6. $\text{Cr}(\text{OH})_3$, MgCl_2 , H_2SO_4 | 7.1.18. KOH , Na_3PO_4 , HMnO_4 |
| 7.1.7. H_3PO_4 , ZnCl_2 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$ | 7.1.19. HClO_3 , LiOH , K_2SO_3 |
| 7.1.8. BaCl_2 , H_2SO_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$ | 7.1.20. $\text{Fe}(\text{OH})_2$, HF , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| 7.1.9. K_2SO_4 , H_2CO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$ | 7.1.21. MgSO_4 , AgOH , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ |
| 7.1.10. H_2SiO_3 , Li_2CrO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$ | 7.1.22. NH_4NO_3 , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, NiCl_2 |

- 7.1.11. NaHSO_3 , H_3AsO_4 , $\text{Bi}(\text{NO}_3)_2$ 7.1.23. $\text{Bi}(\text{OH})_2$, KMnO_4 , CuSO_4
 7.1.12. $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Br}$, HNO_2 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$ 7.1.24. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NaHSO_4

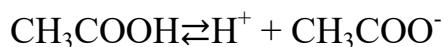
7.2. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающие при сливании двух растворов:

- 7.2.1. Гидроксида калия и нитрата меди (II)
 7.2.2. Соляной кислоты и гидроксида бария
 7.2.3. Сульфата натрия и нитрата бария
 7.2.4. Хлорида натрия и нитрата серебра
 7.2.5. Азотной кислоты и гидроксида кальция
 7.2.6. Соляной кислоты и карбоната калия
 7.2.7. Хлорида бария и серной кислоты
 7.2.8. Гидроксида бария и сульфата меди (II)
 7.2.9. Бромиды калия и нитрата серебра
 7.2.10. Азотной кислоты и гидроксида кальция
 7.2.11. Сульфата железа (III) и гидроксида лития
 7.2.12. Карбоната калия и соляной кислоты
 7.2.13. Хлорида аммония и гидроксида бария
 7.2.14. Фосфорной кислоты и гидроксида кальция
 7.2.15. Серной кислоты и оксида цинка
 7.2.16. Гидроксида калия и фосфорной кислоты
 7.2.17. Соляной кислоты и оксида алюминия
 7.2.18. Гидроксида бария с углекислым газом
 7.2.19. Аммиака с соляной кислотой
 7.2.20. Гидроксида цинка с гидроксидом натрия
 7.2.21. Гидроксида олова с серной кислотой
 7.2.22. Гидроксида железа (III) с сернистой кислотой
 7.2.23. Сульфида железа (II) с сульфатом калия
 7.2.24. Нитрата аммония с гидроксидом лития
 7.2.25. Оксида алюминия с серной кислотой

7.2. Слабые электролиты Константа и степень диссоциации

При растворении в воде или других растворителях, состоящих из полярных молекул, электролиты подвергаются *электролитической диссоциации*, т. е. в большей или меньшей степени распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы — катионы и анионы.

Электролиты, диссоциирующие в растворах не полностью, называются *слабыми электролитами*. В их растворах устанавливается равновесие между недиссоциированными молекулами и продуктами их диссоциации — ионами. Например, в водном растворе уксусной кислоты устанавливается равновесие

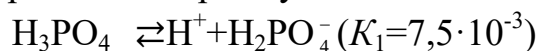


константа которого (*константа диссоциации*) связана с концентрациями соответствующих частиц соотношением:

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

Степень диссоциации электролита называется доля его молекул, подвергшихся диссоциации, т. е. отношение числа молекул, распавшихся в данном растворе на ионы, к общему числу молекул электролита в растворе.

В растворах многоосновных кислот, а также оснований, содержащих несколько гидроксильных групп, устанавливаются ступенчатые равновесия, отвечающие последовательным стадиям диссоциации. Так, диссоциация ортофосфорной кислоты протекает в три ступени



Каждой, из которых отвечает определенное значение ступенчатой константы диссоциации. Поскольку $K_1 \gg K_2 \gg K_3$, то в наибольшей степени протекает диссоциация по первой ступени, а при переходе к каждой последующей стадии степень диссоциации, как правило, резко уменьшается.

Пример 5. Ступенчатые константы диссоциации сероводорода K_1 и K_2 равны соответственно $6 \cdot 10^{-8}$ и $1 \cdot 10^{-14}$. Вычислить концентрацию ионов H^+ , HS^- и S^{2-} в $0,1 \text{ M}$ растворе H_2S .

Решение. Поскольку диссоциация H_2S протекает преимущественно по первой ступени, то концентрацией, ионов H^+ , образующихся при диссоциации по второй ступени, можно пренебречь и считать, что $[\text{H}^+] \approx [\text{HS}^-]$.

Тогда $[\text{H}^+] \approx [\text{HS}^-] \approx \sqrt{K_1 C_M} = \sqrt{6 \cdot 10^{-8} \cdot 0,1} = 7,7 \cdot 10^{-5}$ моль/л

Значение $[\text{S}^{2-}]$ найдем из выражения для второй константы диссоциации:

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]}$$

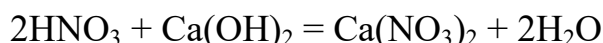
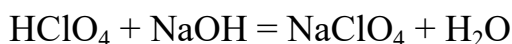
Поскольку $[\text{H}^+] \approx [\text{HS}^-]$, то $K_2 \approx [\text{S}^{2-}]$. т.е. $[\text{S}^{2-}] = 1 \cdot 10^{-14}$ моль/л.

Диссоциация электролита приводит к тому, что общее число частиц растворенного вещества (молекул и ионов) в растворе возрастает по сравнению с раствором неэлектролита той же молярной концентрации.

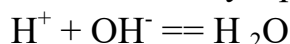
7.3. Обменные реакции в растворах электролитов.

Гидролиз солей

В обменных реакциях, протекающих в растворах электролитов, наряду с недиссоциированными молекулами слабых электролитов, твердыми веществами и газами участвуют также находящиеся в растворе ионы. Поэтому сущность протекающих процессов наиболее полно выражается при записи их в форме ионно-молекулярных уравнений. В таких уравнениях слабые электролиты, малорастворимые соединения и газы записываются в молекулярной форме, а находящиеся в растворе сильные электролиты — в виде составляющих их ионов. Например, уравнения реакций нейтрализации сильных кислот сильными основаниями

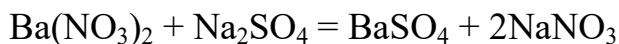
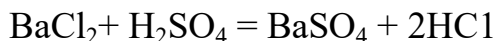


выражаются одним и тем же ионно-молекулярным уравнением

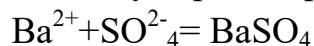


из которого следует, что сущность этих процессов сводится к образованию из ионов водорода и гидроксид-ионов малодиссоциированного электролита — воды.

Аналогично уравнения реакций



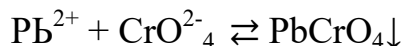
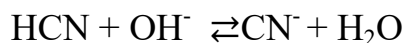
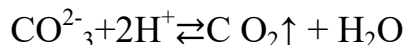
выражают один и тот же процесс образования из ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} осадка малорастворимого электролита — сульфата бария:



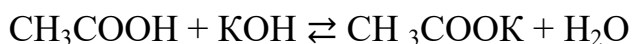
Рассмотренные примеры показывают, что **обменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов, приводящего к образованию малорастворимых веществ (осадка или газов) или молекул слабых электролитов.**

Пример 1. Записать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций между следующими веществами: CH_3COONa и H_2SO_4 ; Na_2CO_3 и HNO_3 ; HCN и $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и K_2CrO_4 .

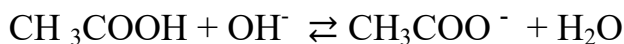
Решение. Поскольку CH_3COOH , HCN и H_2O — слабые электролиты, а CO_2 и PbCrO_4 — малорастворимые в воде вещества, искомые уравнения будут иметь следующий вид:



В тех случаях, когда малорастворимые вещества (или слабые электролиты) имеются как среди исходных веществ, так и среди продуктов реакции, равновесие смещается в сторону образования наименее растворимых или наименее диссоциированных веществ. Например, при нейтрализации слабой кислоты сильным основанием



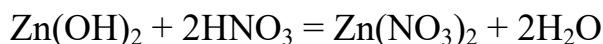
или



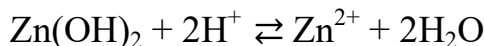
в реакции участвуют два слабых электролита — слабая кислота (CH_3COOH) и вода. При этом равновесие оказывается сильно смещенным в сторону образования более слабого электролита — воды, константа диссоциации которой ($1,8 \cdot 10^{-16}$) значительно меньше константы диссоциации уксусной кислоты

($1,8 \cdot 10^{-5}$). Однако до конца такая реакция протекать не будет: в растворе останется небольшое количество недиссоциированных молекул CH_3COOH и ионов OH^- , так что реакция раствора будет не нейтральной (как при нейтрализации сильной кислоты сильным основанием), а слабощелочной.

Аналогично при нейтрализации слабого основания сильной кислотой



или

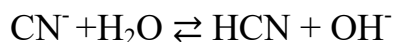
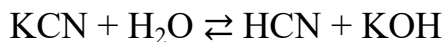


равновесие будет сильно смещено вправо — в сторону образования более слабого электролита (воды), но при достижении равновесия в растворе останется небольшое количество недиссоциированных молекул основания и ионов H^+ ; реакция раствора будет слабокислой.

Таким образом, реакции нейтрализации, в которых участвуют слабые кислоты или основания, — обратимы, т.е. могут протекать не только в прямом, но и в обратном направлении. Это означает, что при растворении в воде соли, в состав которой входит анион слабой кислоты или катион слабого основания,

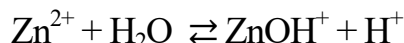
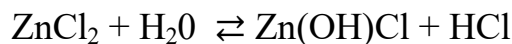
протекает процесс *гидролиза* — обменного взаимодействия соли с водой, в результате которого образуется слабая кислота или слабое основание.

1) Если соль образована слабой кислотой и сильным основанием, то в результате гидролиза в растворе образуются гидроксид - ионы и он приобретает щелочную реакцию, например:



Как видно, в подобных случаях гидролизу подвергается анион соли.

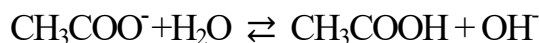
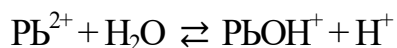
2) При гидролизе соли, образованной сильной кислотой слабым основанием, гидролизу подвергается катион соли; при этом в растворе возрастает концентрация ионов водорода, и он приобретает кислую реакцию, например:



3) При взаимодействии с водой соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, гидролизу подвергаются как катион, так и анион соли; например, при гидролизе ацетата свинца



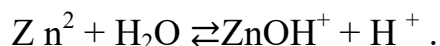
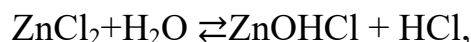
параллельно протекают два процесса:



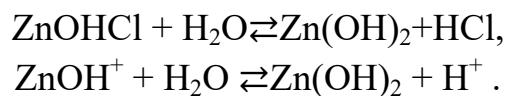
В этом случае реакция раствора зависит от относительной силы кислоты и основания, образующих соль. Если $K_{\text{кисл}} \approx K_{\text{осн}}$, то катион и анион гидролизуются в равной степени и **реакция раствора будет нейтральной**; если $K_{\text{кисл}} \geq K_{\text{осн}}$, то катион соли гидролизуеться в большей степени, чем анион, так что концентрация ионов H^+ в растворе будет больше концентрации гидроксид-ионов и реакция раствора будет слабокислой; наконец, если $K_{\text{кисл}} < K_{\text{осн}}$ то гидролизу подвергается преимущественно анион соли и реакция раствора будет слабощелочной.

Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, не гидролизуются, так как в этом случае обратная гидролизу реакция нейтрализации практически необратима, т. е. протекает до конца.

Также **ступенчато протекает гидролиз солей, образованных слабыми основаниями многовалентных металлов**. В результате гидролиза по первой степени образуется основная соль, например:



Вторая ступень гидролиза представляет собой взаимодействие с водой образовавшейся основной соли (или, точнее, образовавшегося гидроксокатиона):

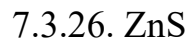
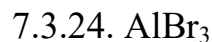
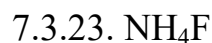
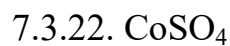
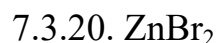
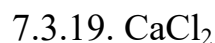
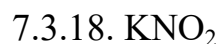
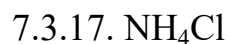
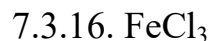
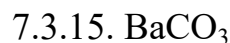
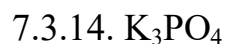
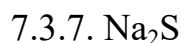
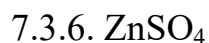
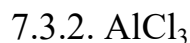


В подобных случаях K_{r1} значительно превышает K_{r2} и если не связывать образующиеся ионы H^+ , то гидролиз по второй ступени практически не протекает.

Равновесие гидролиза может быть смещено также изменением температуры. Поскольку обратный гидролизу процесс — реакция нейтрализации — протекает с выделением теплоты, то реакция гидролиза представляет собой эндотермический процесс. Поэтому повышение температуры ведет к усилению гидролиза, а понижение температуры — к его ослаблению.

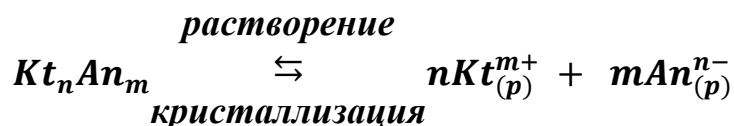
Контрольные вопросы

7.3. Запишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения гидролиза следующих солей и определите реакцию среды



8. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ И РАСТВОРИМОСТЬ МАЛОРАСТВОРИМЫХ СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ

Для насыщенного раствора электролита K_nA_m , находящегося в равновесии с твердой фазой, будет характерен следующий обратимый процесс:



После достижения равновесия скорость растворения становится равной скорости обратного процесса – кристаллизации. В состоянии равновесия достигается наибольшая при данной температуре концентрация, называемая **растворимостью** или **концентрацией насыщенного раствора**. Это равновесие может быть описано с помощью закона действующих масс:

$$K = \frac{a_{Kt}^n \cdot a_{An}^m}{a_{Kt_nAn_m}} \quad (8.1)$$

Учитывая, что активность твердого вещества – постоянная величина, уравнение (8.1) можно переписать в виде:

$$K \cdot a_{Kt_nAn_m} = a_{Kt}^n \cdot a_{An}^m \quad (8.2)$$

Где произведение $a_{Kt}^n \cdot a_{An}^m$ является постоянной величиной, так как оно равно произведению двух постоянных K и $a_{Kt_nAn_m}$.

Произведение активностей ионов в насыщенном растворе, находящихся в равновесии с осадком – постоянная величина, которая называется **произведением растворимости** и обозначается **ПР**.

В достаточно разбавленных растворах взаимодействием между ионами можно пренебречь, и считать, что активности ионов равны их концентрациям:

$$ПР = [Kt^{m+}]^n \cdot [An^{n-}]^m \quad (8.3)$$

Например, для ортофосфата кальция $Ca_3(PO_4)_2$ произведение растворимости будет равно:

$$ПР = [Ca^{2+}]^{n3} \cdot [PO_4^{3-}]^2$$

В таблице приведены произведения растворимости некоторых малорастворимых электролитов.

Выведем уравнение, позволяющее рассчитать растворимость по числовому значению произведения растворимости. Для этого концентрации

катиона и аниона в насыщенном растворе выразим через растворимость (s) электролита Kt_nAn_m :

$$[Kt^{m+}] = n \cdot s \quad (8.4)$$

$$[An^{n-}] = m \cdot s \quad (8.5)$$

Подставляя выражение (8.4) и (8.5) в уравнение (8.3) получим:

$$ПП = (ns)^n \cdot (ms)^m = n^n m^m s^{n+m} \quad (8.6)$$

Отсюда:

$$s = \sqrt[n+m]{\frac{ПП}{n^n m^m}} \quad (8.7)$$

Например, для ортофосфата кальция:

$$s = \sqrt[3+2]{\frac{ПП}{3^3 2^2}}$$

Контрольные вопросы

8.1. Растворимость карбоната кальция $CaCO_3$ при $18^\circ C$ равна $1,3 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости этой соли.

8.2. Произведение растворимости углекислого кальция равно $1,7 \cdot 10^{-8}$. Сколько граммов $CaCO_3$ содержится в 1 л насыщенного раствора?

8.3. Произведение растворимости сульфата серебра Ag_2SO_4 равно $7 \cdot 10^{-5}$. Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.4. Вычислите произведение растворимости $Mg(OH)_2$ если в 1 л насыщенного раствора его содержится $6,4 \cdot 10^{-3}$ г.

8.5. Вычислите произведение растворимости $CaSO_4$, если 1 л насыщенного раствора его содержит $1,5 \cdot 10^{-2}$ моля

8.6. Произведение растворимости хлорида серебра равно $1,8 \cdot 10^{-10}$. Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.7. Произведение растворимости сульфида серебра равно $2 \cdot 10^{-50}$. Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.8. Произведение растворимости карбоната бария равно $4 \cdot 10^{-10}$. Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.9. Произведение растворимости гидроксида бериллия равно $6,3 \cdot 10^{-22}$. Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.10. Произведение растворимости сульфата бария равно $1,17 \cdot 10^{-10}$. Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.11. Произведение растворимости фосфата серебра равно 10^{-20} . Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.12. Произведение растворимости карбоната меди (II) равно $2,4 \cdot 10^{-10}$.
Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.13. Произведение растворимости карбоната кальция равно $3,8 \cdot 10^{-9}$.
Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.14. Произведение растворимости карбоната марганца (II) равно 10^{-11} .
Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.15. Произведение растворимости гидроксида марганца равно $2 \cdot 10^{-13}$.
Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.16. Произведение растворимости карбоната цинка равно $7,4 \cdot 10^{-23}$.
Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.17. Произведение растворимости гидроксида олова (II) равно $6 \cdot 10^{-27}$.
Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.18. Произведение растворимости сульфата свинца равно $1,6 \cdot 10^{-8}$.
Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.19. Произведение растворимости хлорида свинца равно $2 \cdot 10^{-5}$. Найдите
растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.20. Произведение растворимости бромида свинца равно $9,1 \cdot 10^{-6}$.
Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.21. Произведение растворимости сульфида никеля (II) равно 10^{-19} .
Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.22. Произведение растворимости фосфата железа (III) равно $1,3 \cdot 10^{-22}$.
Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.23. Произведение растворимости гидроксида меди (II) равно $2,2 \cdot 10^{-20}$.
Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.24. Произведение растворимости гидроксида хрома (III) равно $6,7 \cdot 10^{-31}$.
Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.25. Произведение растворимости сульфида железа (II) равно $5 \cdot 10^{-18}$.
Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.26. Произведение растворимости фторида бария равно $1,7 \cdot 10^{-5}$. Найдите
растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.27. Произведение растворимости карбоната бария равно $4 \cdot 10^{-10}$.
Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.28. Произведение растворимости иодида серебра равно $8,3 \cdot 10^{-17}$.
Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.29. Произведение растворимости бромида серебра равно $6 \cdot 10^{-13}$.
Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

8.30. Произведение растворимости фосфата серебра равно 10^{-20} . Найдите
растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

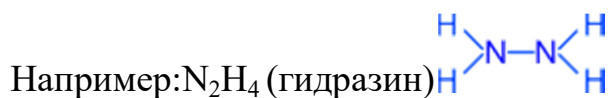
9. ОКИСЛИТЕЛЬНО – ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, в результате переноса электронов от одного атома к другому.

Степень окисления – формальный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит только от ионов.

Наиболее электроотрицательные элементы в соединении имеют отрицательные степени окисления, а атомы элементов с меньшей электроотрицательностью – положительные.

Степень окисления – формальное понятие; в ряде случаев степень окисления не совпадает с валентностью.



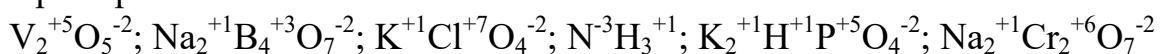
степень окисления азота – -2; валентность азота – 3.

Расчет степени окисления

Для вычисления степени окисления элемента следует учитывать следующие положения:

1. Степени окисления атомов в простых веществах равны нулю (Na^0 ; H_2^0).
2. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, всегда равна нулю, а в сложном ионе эта сумма равна заряду иона.
3. Постоянную степень окисления имеют атомы: щелочных металлов (+1), щелочноземельных металлов (+2), водорода (+1) (кроме гидридов NaH , CaH_2 и др., где степень окисления водорода -1), кислорода (-2) (кроме $F_2^{-1}O^{+2}$ и пероксидов, содержащих группу $-O-O-$, в которой степень окисления кислорода -1).
4. Для элементов положительная степень окисления не может превышать величину, равную номеру группы периодической системы.

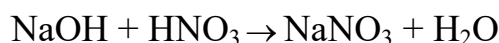
Примеры:



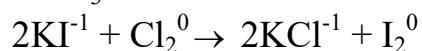
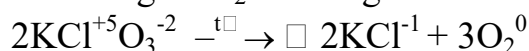
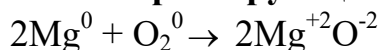
Реакции с изменением и без изменения степени окисления

Существует два типа химических реакций:

а) Реакции, в которых не изменяется степень окисления элементов:



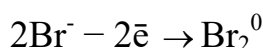
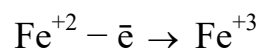
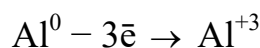
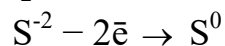
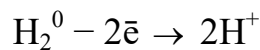
б) Реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих соединений:



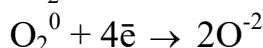
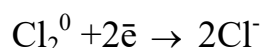
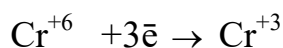
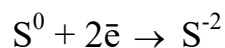
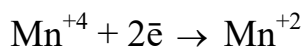
Такие реакции называются окислительно-восстановительными.

Окисление, восстановление

В окислительно-восстановительных реакциях электроны от одних атомов, молекул или ионов переходят к другим. **Процесс отдачи электронов - окисление.** При окислении степень окисления повышается:



Процесс присоединения электронов - восстановление. При восстановлении степень окисления понижается.



Атомы или ионы, которые в данной реакции присоединяют электроны, являются окислителями, а которые отдают электроны - восстановителями.

Окислительно-восстановительные свойства вещества и степени окисления входящих в него атомов

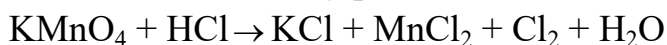
Соединения, содержащие атомы элементов с максимальной степенью окисления, могут быть только окислителями за счет этих атомов, т.к. они уже отдали все свои валентные электроны и способны только принимать электроны. **Максимальная степень окисления атома элемента равна номеру группы в периодической таблице, к которой относится данный элемент.** Соединения, содержащие атомы элементов с минимальной степенью окисления могут служить только восстановителями, поскольку они способны лишь отдавать электроны, потому, что внешний энергетический уровень у таких атомов завершен восемью электронами. Минимальная степень окисления атомов металлов равна 0, для неметаллов - $(n-8)$ (где n- номер группы в периодической системе). Соединения, содержащие атомы элементов с промежуточной степенью окисления, могут быть и окислителями и восстановителями, в зависимости от партнера, с которым взаимодействуют и от условий реакции.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

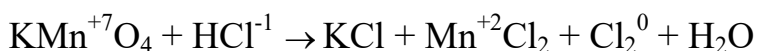
Электронный баланс- метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, в котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления. Число электронов, отданное восстановителем равно числу электронов, получаемых окислителем.

Уравнение составляется в несколько стадий:

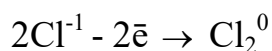
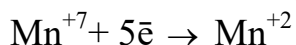
1. Записывают схему реакции:



2. Проставляют степени окисления над знаками элементов, которые меняются.

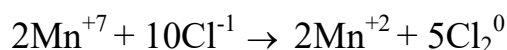
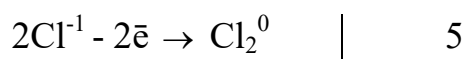


3. Выделяют элементы, изменяющие степени окисления и определяют число электронов, приобретенных окислителем и отдаваемых восстановителем.



4. Уравнивают число приобретенных и отдаваемых электронов, устанавливая тем самым коэффициенты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степень окисления.





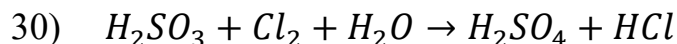
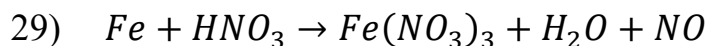
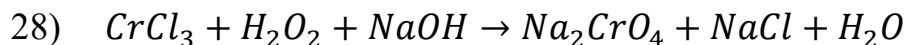
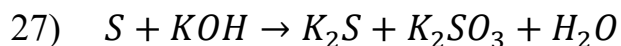
5. Подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции.



Контрольные вопросы

9.1. Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса, укажите какое вещество является окислителем, а какое восстановителем в реакции:

- 1) $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{H}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
- 4) $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$
- 5) $\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{NaAsO}_2 + \text{NaClO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 7) $\text{Br}_2 + \text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBrO}_3 + \text{HCl}$
- 8) $\text{MnCl}_2 + \text{KBrO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KBr} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 9) $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 10) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 11) $\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 12) $\text{BiCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{Bi} + \text{SnCl}_4$
- 13) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 14) $\text{AsH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 15) $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 16) $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$
- 17) $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$
- 18) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 19) $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
- 20) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 21) $\text{H}_2\text{S} + \text{HIO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 22) $\text{FeSO}_4 + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 23) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 24) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 25) $\text{KOH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{O}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
- 26) $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$



10. ЭЛЕКТРОХИМИЯ

Электрохимия – раздел химии посвященный изучению:

а) явлений возникновения электрического тока в результате окислительно-восстановительных реакций на электродах. Сюда относятся гальванические элементы и аккумуляторы.

б) химических процессов, обуславливаемых действием электрического тока на вещества. Сюда относится обширная область электролиза и гальванотехника.

10.1. Электродные потенциалы

По современным представлениям в узлах кристаллических решеток металлов расположит ион-атомы, находящиеся в равновесии со свободными электронами:



Если погрузить пластинку металла в воду, то под действием полярных молекул H_2O с поверхности металла отрываются ионы и гидратированными переходят в жидкость. При этом жидкость заряжается положительно, а металл – отрицательно, поскольку на нем появляется избыток \bar{e} . Катионы, перешедшие в жидкость, вследствие притяжения отрицательно заряженными металлами располагаются вблизи его поверхности. В результате образуется два слоя с противоположными зарядами – так называемый двойной электрический слой. На границе соприкосновения металла и жидкости возникает определенная разность потенциалов.

Разность потенциалов, возникающую между металлом и окружающей его водной средой при наступлении равновесия, называют равновесными или электродным потенциалом или потенциалом электрода.

Стандартный потенциал восстановления $E^0_{(B)}$ - количественная мера способности вещества (молекулы или иона) вступать в окислительно-восстановительные реакции в водном растворе.

Окислительно-восстановительная реакция возможна, если

$$E^0_{(ок-ля)} > E^0_{(вос-ля)}, \text{ где}$$

$E^0_{(ок-ля)}$ - стандартный потенциал восстановления окислителя.

$E^0_{(вос-ля)}$ - стандартный потенциал восстановления восстановителя.

При погружении металлов в растворы их солей одни из них заряжаются положительно (менее активные металлы), другие, наоборот, отрицательно (более активные металлы). Равновесный потенциал металла в растворе соли того же металла обычно записывают так: $E_{Zn^{2+}/Zn}$, $E_{Cu^{2+}/Cu}$

Потенциал каждого электрода зависит от природы металла, концентрации или, точнее, от активности его ионов в растворе и температуры. Эта зависимость выражается **уравнением Нернста**:

$$E_{me} = E^0_{me} + \frac{RT}{nF} \ln[Me^{4+}],$$

где E_{me} - электродный потенциал металла, В;

E^0_{me} - стандартный электродный потенциал металла, В;

R - универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/моль·К);

T - абсолютная температура, К;

n - число электронов, участвующих в реакции;

F - постоянная Фарадея (96 500 Кл/моль).

При $T=25^\circ$ (298,15К) умноженное на 2,3 (переход от натурального \ln к \lg), получаем упрощенное уравнение Нернста:

$$E = E_0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg a$$

Потенциал отдельно взятого электрода называется абсолютным. Измерить его очень трудно. На практике обычно находят относительные электродные потенциалы. Для этого абсолютный потенциал одного из сравниваемых электродов принимают равным нулю (нулевой потенциал)

В качестве такого электрода сравнения (эталоны) принят нормальный водородный электрод.

Ряд напряжения металлов

Электрод ВФ/ОФ	При электродная реакция $\text{ОФ}^{n+} + n \cdot \bar{e} \leftarrow \text{ВФ}$	$E^{\circ}, \text{В}$
Li /Li ⁺	Li ⁺ + $\bar{e} \rightarrow$ Li	-3,05
Ca /Ca ²⁺	Ca ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightarrow$ Ca	-2,87
Mg /Mg ²⁺	Mg ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightarrow$ Mg	-2,36
Al /Al ³⁺	Al ³⁺ + 3 $\bar{e} \rightarrow$ Al	-1,66
Mn/Mn ²⁺	Mn ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightarrow$ Mn	-1,18
Zn/Zn ²⁺	Zn ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightarrow$ Zn	-0,76
Cr/Cr ³⁺	Cr ³⁺ + 3 $\bar{e} \rightarrow$ Cr	-0,74
Fe/Fe ²⁺	Fe ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightarrow$ Fe	-0,44
Co/Co ²⁺	Co ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightarrow$ Co	-0,28
Ni/Ni ²⁺	Ni ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightarrow$ Ni	-0,25
Pb/Pb ²⁺	Pb ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightarrow$ Pb	-0,13
H ₂ /2H ⁺	2H ⁺ + 2 $\bar{e} \rightarrow$ H ₂	0
Cu/Cu ²⁺	Cu ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightarrow$ Cu	+0,34
Aq/Aq ⁺	Aq ⁺ + $\bar{e} \rightarrow$ Aq	+0,80
Hq/Hq ²⁺	Hq ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightarrow$ Hq	+0,85
Au/Au ⁺	Au ⁺ + $\bar{e} \rightarrow$ Au	+1,70

ЭДС любого гальванического элемента можно вычислить по разности стандартных электронных потенциалов E° . При этом следует иметь в виду, что ЭДС всегда положительная величина. Поэтому надо из потенциала электрода, имеющего большую алгебраическую величину, вычислить потенциал, алгебраическая величина которого меньше.

$$\Delta E = E^{\circ}_{\text{ок-ль}} - E^{\circ}_{\text{вос-ль}}$$

$$E = E^{\circ}_{\text{си}} - E^{\circ}_{\text{zn}} = (+ 0,34) - (-0,76) = 1,10 \text{ В}$$

$E^{\circ}_{\text{ок-ль}}$ – потенциал электрода с большей алгебраической величиной.

$E^{\circ}_{\text{вос-ль}}$ – потенциал электрода с меньшей алгебраической величиной

10.2. Химические источники тока

ХИТ называется устройство, в котором за счет протекания пространственно разделенных ОВР их свободная энергия преобразуется в электрическую.

По характеру работы эти источники делятся на две группы:

- 1) первичные химические источники тока или гальванические элементы
- 2) вторичные источники или электрические аккумуляторы.

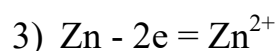
Понятие о гальваническом элементе

Гальванический элемент – это устройство, в котором на основе ОВР получают электрический ток, т.е. химическая энергия реакции превращается в энергию электрического тока.

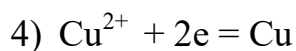
а) Гальванические элементы с мембраной

Одним из наиболее простых гальванических элементов является медно-цинковый, или элемент Даниэля-Якоби. В нем проводником (медная проволока) соединяются пластинки из Zn и Cu, при этом каждый из металлов опущен в раствор соответствующей соли: $ZnSO_4$ и $CuSO_4$. Полуэлементы соединены «электролитическим ключом». Трубочка заполняется веществом (агар-агар), приготовленным на каком-нибудь электролите (KCl, NaCl). «Мостик» препятствует смешиванию растворов, но вполне проницаем для ионов. На электроде из Zn, который погружен в раствор $ZnSO_4$, происходит окисление атомов Zn в ионы Zn^{2+} .

Электрод, на котором происходит процесс окисления, называется **анодом**.

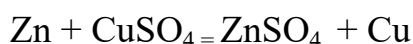
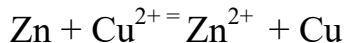
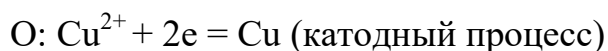
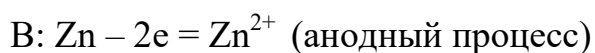
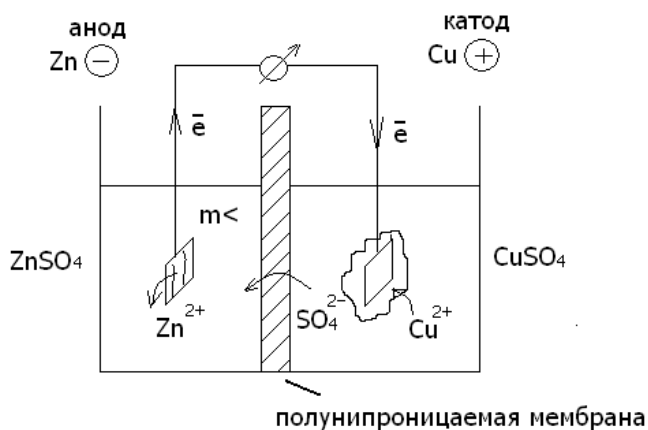


Zn пластина является источником электронов. На медном электроде, погруженном в раствор $CuSO_4$, происходит восстановление ионов Cu^{2+} в атомы, которые осаждаются на электроде:



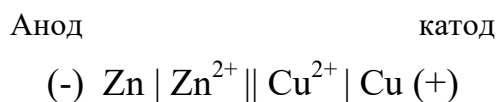
Электрод, на котором осуществляется процесс восстановления, называется **катодом**.

Одновременно часть ионов SO_4^{2-} переходит в раствор через пористую перегородку в сосуде с раствором ZnSO_4



Поскольку электроны восстановителя переходят к окислителю через проводник, то химическая энергия реакции превращается в электрическую.

Часто гальванический элемент изображают краткой электрохимической схемой:



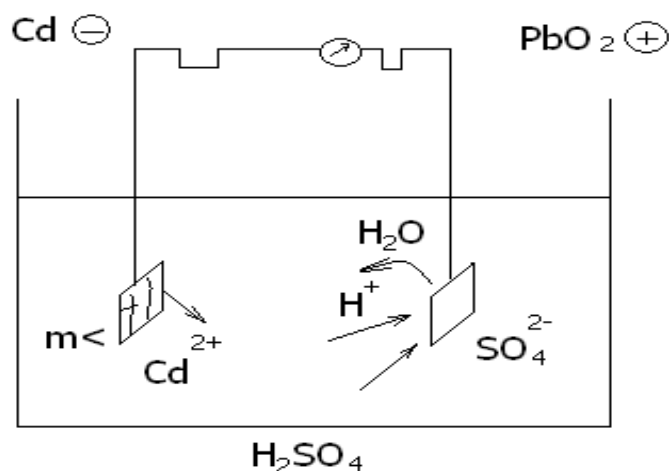
(Двойной вертикальной чертой обозначается граница между растворами).

Причиной возникновения и протекания электрического тока в гальваническом элементе является разность электродных потенциалов.

Первичные источники допускают только однократное использование, т.к. вещества, образующиеся при их разряде, не могут быть превращены в исходные активные материалы. Полностью разряженный гальванический

элемент, как правило, к дальнейшей работе непригоден, он является необратимым источником энергии.

б) Гальванические элементы без мембраны



ок-ль $\text{PbO}_2 + 2e \rightarrow \text{Pb}^{2+}$ вос-ся

вос-ль $\text{Cd} - 2e \rightarrow \text{Cd}^{2+}$ ок-ся

$\text{PbO}_2^{4+} + 2e + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Pb}^{2+} \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$

(-) $\text{Cd} | \text{H}_2\text{SO}_4 | \text{PbO}_2$ (+)

$E^\circ_{\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}} = 1,685 \text{ В}$

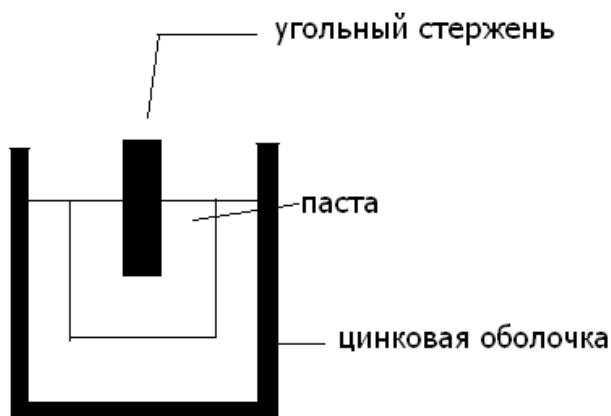
$E^\circ_{\text{Cd}/\text{Cd}^{2+}} = -0,403 \text{ В}$

$E = 1,685 - (-0,403) = 2,088 \text{ В}$

в) Работа сухого элемента, в котором в качестве электролита используется гелеобразная паста, например, MnO_2 , NH_4Cl и H_2O . В эту пасту помещают угольный стержень (катод), роль анода выполняет цинковая оболочка элемента

На аноде: $\text{Zn}_{(\text{ТВ})} - 2e \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{вода})}$ $E^\circ = -0,76 \text{ В}$ $E^\circ = +0,84 \text{ В}$

На катоде: $\text{MnO}_{2(\text{ТВ})} + \text{NH}_4^+_{(\text{вода})} + 2e = \text{Mn}_2\text{O}_{3(\text{ТВ})} + 2 \text{NH}_3_{(\text{вода})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$



Паста: водный гель хлорида аммония и двуокиси марганца

Сухие элементы являются необратимыми, их называют элементами одноразового действия. Сухие элементы используются в фотовспышках, электрических фонарях, радиоприемниках.

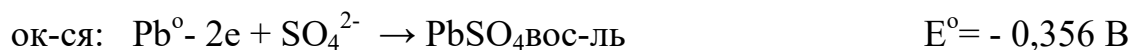
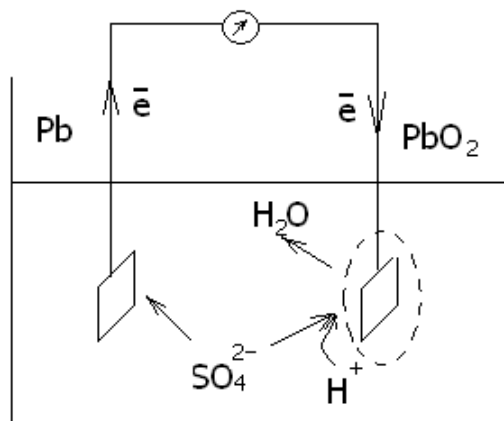
Вторичные гальванические элементы допускают многократное использование - аккумуляторы.

Химические источники тока, в которых химическая энергия преобразуется в электрическую, а затем под действием внешнего источника электрического тока электрическая энергия снова преобразуется в химическую, такие устройства называются аккумуляторами.

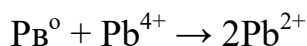
Реагенты – окислитель и восстановитель непосредственно входят в состав аккумулятора и расходуются в процессе работы. После превращения исходных реагентов в продукты проводят подзарядку аккумулятора, т.е. под действием электрического тока продукты вновь превращаются в исходные реагенты.

Свинцовый аккумулятор состоит из двух перфорированных (с многочисленными отверстиями) свинцовых пластин, одна из которых после зарядки содержит наполнитель пор – губчатый активный свинец, а другая –

«зацементированный» PbO_2 . Обе пластины погружены в 25-30 % раствор H_2SO_4 (плотность = 1,25-1,29 г/см)



Наличие образования труднорастворимой соли на электродах и реакции диспропорционирования,

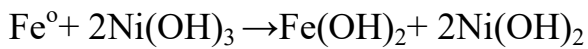
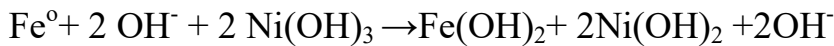
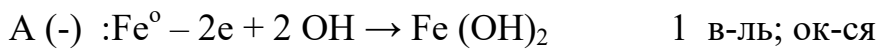
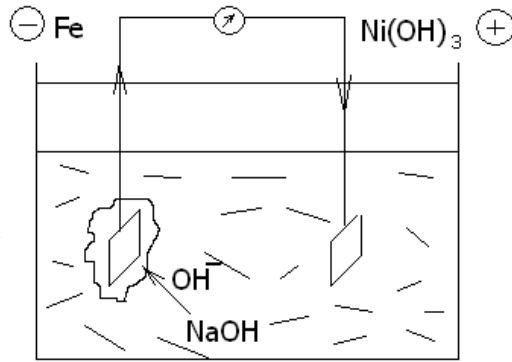


являются необратимыми условиями работы гальванического элемента как аккумулятора. Если к аккумулятору приложить внешнее напряжение, превышающее его собственное напряжение, то протекающие на электродах реакции могут пойти в обратном направлении и можно запасти в элементе электрическую энергию. При этом процессе зарядки (электролиз) сопровождается выделением газов $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$

Свинцовые аккумуляторы нельзя делать герметичными, т.к. в процессе подзарядки участвует H_2O и помимо основного процесса происходит побочная реакция – электролиз воды (образуются газы H_2 и O_2).

Щелочные аккумуляторы

Принцип действия щелочного аккумулятора тот же. Но в качестве электролита используются щелочи.



$$E^\circ_{\text{Fe(OH)}_2/\text{Fe}^0 + 2\text{OH}^-} = -0,88 \text{ В}$$

$$E^\circ_{\text{Ni(OH)}_2/\text{Ni(OH)}_3 + \text{OH}^-} = 0,49 \text{ В}$$

$$\text{ЭДС} = E^\circ_{\text{ок}} - E^\circ_{\text{вос}} = 0,49 - (-0,88) = 1,97 \text{ В}$$

Значит, процесс протекает в прямом направлении ЭДС > 0

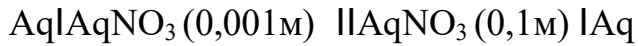
К достоинствам этих аккумуляторов относится большой срок службы (до 10 лет) и высокая механическая прочность; к недостаткам – невысокий КПД и напряжение. Емкость больше, габариты меньше.

Важным параметром аккумулятора является его емкость, т.е. количество электрической энергии, которую способен отдать аккумулятор. Емкость- это произведение силы разрядного тока на продолжительность разрядки (достижение полностью заряженного аккумулятора предельно допустимого разряженного состояния), измеряется в ампер-часах (Ач). Емкость аккумулятора зависит в первую очередь от площади электродов. Поэтому для повышения емкости аккумулятора необходимо увеличивать площадь пластин и

обеспечивать участие в реакции всей массы электродов, а не только их поверхности. С этой целью для изготовления электродов используют пористый материал. Увеличение площади пластин достигается параллельным включением нескольких пластин.

Задача

Определить ЭДС гальванического элемента



В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи при работе этого элемента?

$$E^\circ_{\text{Ag}^+ / \text{Ag}} = 0,80 \text{ В}$$

$$E_1 = 0,80 + 0,059 \lg 0,001 = 0,80 + 0,059(-3) = 0,62 \text{ В}$$

$$E_2 = 0,80 + 0,059 \lg 0,1 = 0,80 - 0,59 = 0,74 \text{ В}$$

$$\text{ЭДС} = E_2 - E_1 = 0,74 - 0,62 = 0,12 \text{ В}$$

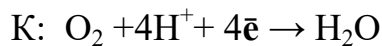
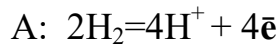
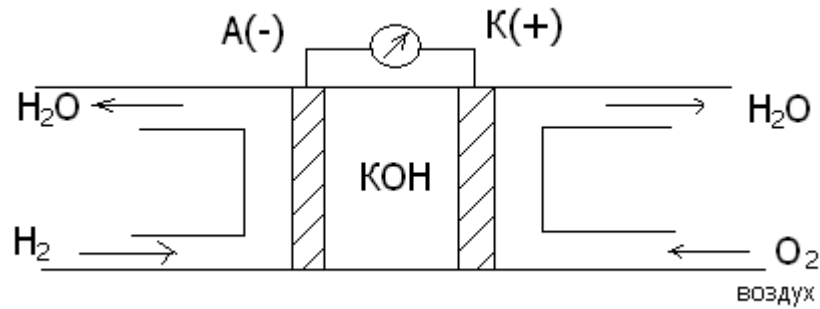
Поскольку $E_1 < E_2$, то левый электрод будет служить отрицательным полюсом элемента и электроды будут перемещаться во внешней цепи от левого электрода к правому.

Топливные элементы

Топливный элемент- это электрохимическое устройство преобразования энергии, которое за счет химической реакции преобразовывает водород и кислород в электричество. В результате этого процесса образуется вода и выделяется большое количество тепла.

Изобретателем топливного элемента считают Вильяма Грува, который изобрел его еще в 1839г.

До недавнего времени топливные элементы использовались только в лабораториях и на космических аппаратах.



Газообразный водород подается в топливный элемент под давлением со стороны анода. Когда молекула H_2 входит в контакт с Pt на катализаторе, она разделяется на два иона H^+ и два e^- .

Со стороны катода топливного элемента газообразный O_2 продавливается через катализатор, где он формирует два атома кислорода. Каждый из этих атомов имеет сильный отрицательный заряд, который обеспечивает притяжение двух ионов H^+ через мембрану, где они объединяется с атомом кислорода и двумя электронами из внешнего контура цепи с образованием молекул H_2O .

Единственный вид выбросов из топливного элемента- водяной пар. Автомобиль на топливных элементах, по сравнению с автомобилем традиционной схеме имеет массу примерно на 40% меньшую, что обеспечивает ему отличную динамику, а запас сжатого водорода дает возможность пробега до 355км. Теоретически водород доступен в неограниченном количестве, но его производство является весьма энергоемким. Кроме того, для перехода автомобилей на работу на водородном топливе необходимо произвести два больших изменения системы питания: сначала перевести его работу с бензина на метанол, а затем, в течение некоторого времени и на водород.

10.3. Электролиз

Электролиз – ОВР, протекающие на электродах при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита. Количественная характеристика процессов электролиза определяется законом Фарадея:

Масса электролита, подвергшегося превращению при электролизе, а также масса образующихся на электродах веществ прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и эквивалентным массам соответствующих веществ.

Закон Фарадея выражается следующим уравнением:

$$m = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot t}{F}$$

Где m - масса образовавшегося или подвергнутого превращению вещества;

\mathcal{E} – его эквивалентная масса, г·экв;

I – сила тока, А;

t – время, сек;

F – число Фарадея (96 500 Кл/моль), т.е. количество электричества, необходимое для осуществления электрохимического превращения одного эквивалента вещества.

Пример 1: Сколько граммов меди выделится на катоде при электролизе раствора CuSO_4 в течение 1 ч при силе тока 4 А.

Решение: Эквивалентная масса меди в CuSO_4 равна $\frac{64}{2} = 32$ г/моль, подставляя в уравнение Фарадея значения $\mathcal{E} = 32$, $I = 4$ А, $t = 60 \cdot 60 = 3600$ с, получим

$$m = \frac{32 \cdot 4 \cdot 3600}{96500} = 4,77 \text{ г.}$$

Пример 2: Вычислите эквивалент металла, зная, что при электролизе раствора хлорида этого металла затрачено 3880 Кл электричества и на катоде выделяется 11,74 г металла.

Решение: Из уравнения Фарадея выводим $\mathcal{E} = \frac{m \cdot F}{I \cdot t}$, где $m = 11,742$ г; $F = 96\,500$ Кл/моль; $I \cdot t = Q = 3880$ Кл.

$$\mathcal{E} = \frac{11,742 \cdot 96\,500}{3880} = 29,35$$

Пример 3: Сколько граммов гидроксида калия образовалось у катода при электролизе раствора K_2SO_4 , если на аноде выделилось 11,2 л кислорода (н.у.)?

Решение: Эквивалентный объем кислорода (н.у.) $22,4/4 = 5,6$ л. Следовательно, 11,2 л содержат 2 эквивалентные массы кислорода. Столько же эквивалентных масс KOH образовалось у катода. Или $56 \cdot 2 = 112,7$ (56 г/моль – мольная и эквивалентная масса KOH).

Контрольные вопросы

10.1. Напишите уравнения электродных реакций на катоде и аноде и вычислите ЭДС гальванических элементов при 25 °C которых указаны концентрации ионов металла в растворах:

- 1) $Sn | SnCl_2 || AgNO_3 | Ag$; $[Sn^{2+}] = [Ag^+] = 0,05 M$
- 2) $Al | Al_2(SO_4)_3 || CuSO_4 | Cu$; $[Al^{3+}] = [Cu^{2+}] = 0,1 M$
- 3) $Ni | NiSO_4 || PdSO_4 | Pd$; $[Ni^{2+}] = 0,4 M$; $[Pd^{2+}] = 0,01 M$
- 4) $Zn | ZnCl_2 || AgNO_3 | Ag$; $[Zn^{2+}] = [Ag^+] = 0,01 M$
- 5) $Zn | ZnCl_2 || CdCl_2 | Cd$; $[Zn^{2+}] = 0,01 M$; $[Cd^{2+}] = 0,04 M$
- 6) $Sn | SnCl_2 || Pb(NO_3)_2 | Pb$; $[Sn^{2+}] = 0,001 M$; $[Pb^{2+}] = 0,04 M$
- 7) $Zn | ZnSO_4 || Cr(NO_3)_3 | Cr$; $[Zn^{2+}] = 0,1 M$; $[Cr^{3+}] = 0,005 M$
- 8) $Zn | ZnSO_4 || CuSO_4 | Cu$; $[Zn^{2+}] = 0,1 M$; $[Cu^{2+}] = 0,01 M$
- 9) $Cd | Cd(NO_3)_2 || Hg(NO_3)_2 | Hg$; $[Cd^{2+}] = [Hg^{2+}] = 0,07 M$
- 10) $Mg | MgCl_2 || FeCl_2 | Fe$; $[Mg^{2+}] = [Fe^{2+}] = 0,07 M$
- 11) $Mg | Mg(NO_3)_2 || Pb(NO_3)_2 | Pb$; $[Mg^{2+}] = [Pb^{2+}] = 0,5 M$
- 12) $Co | CoSO_4 || NiSO_4 | Ni$; $[Co^{2+}] = 0,1 M$; $[Ni^{2+}] = 0,005 M$
- 13) $Pb | Pb(NO_3)_2 || Cu(NO_3)_2 | Cu$; $[Pb^{2+}] = 0,5 M$; $[Cu^{2+}] = 0,03 M$
- 14) $Al | Al(NO_3)_3 || AgNO_3 | Ag$; $[Al^{3+}] = 2 M$; $[Ag^+] = 0,001 M$
- 15) $Cd | CdCl_2 || FeCl_2 | Fe$; $[Cd^{2+}] = 0,0001 M$; $[Fe^{2+}] = 0,1 M$
- 16) $Fe | FeSO_4 || CuSO_4 | Cu$; $[Fe^{2+}] = [Cu^{2+}] = 0,5 M$
- 17) $Cu | Cu(NO_3)_2 || AgNO_3 | Ag$; $[Cu^{2+}] = 0,1 M$; $[Ag^+] = 0,05 M$
- 18) $Ni | NiCl_2 || Hg | H_2(Pt)$; $[Ni^{2+}] = [H^+] = 0,3 M$
- 19) $Fe | FeCl_2 || SnCl_2 | Sn$; $[Fe^{2+}] = 0,1 M$; $[Sn^{2+}] = 0,3 M$
- 20) $Cd | Cd(NO_3)_2 || AgNO_3 | Ag$; $[Cd^{2+}] = 0,5 M$; $[Ag^+] = 0,02 M$
- 21) $Fe | FeCl_2 || Hg(NO_3)_2 | Hg$; $[Fe^{2+}] = [Hg^{2+}] = 0,05 M$
- 22) $Al(NO_3)_3 || NiCl_2 | Ni$; $[Al^{3+}] = 0,5 M$; $[Ni^{2+}] = 0,01 M$
- 23) $Sn | SnSO_4 || PbCl_2 | Pb$; $[Sn^{2+}] = [Pb^{2+}] = 0,05 M$
- 24) $Be | BeCl_2 || Sn(NO_3)_2 | Sn$; $[Be^{2+}] = [Sn^{2+}] = 0,01 M$
- 25) $Mn | MnSO_4 || ZnCl_2 | Zn$; $[Mn^{2+}] = [Zn^{2+}] = 0,09 M$

- 26) $Fe | FeBr_3 || Pb(NO_3)_2 | Pb$; $[Fe^{3+}] = 0,01 M$; $[Pb^{2+}] = 0,5 M$
 27) $Cr | CrCl_3 || CdI_2 | Cd$; $[Cr^{3+}] = 0,8 M$; $[Cd^{2+}] = 0,5 M$
 28) $Cr | CrBr_2 || AgNO_3 | Ag$; $[Cr^{2+}] = 0,1 M$; $[Ag^+] = 0,08 M$
 29) $Co | CoCl_2 || CuSO_4 | Cu$; $[Co^{2+}] = [Cu^{2+}] = 0,06 M$
 30) $Sr | SrI_3 || PbCl_2 | Pb$; $[Sr^{2+}] = [Pb^{2+}] = 0,07 M$

10.2. Каковы катодные и анодные процессы (инертный электрод) при электролизе водного раствора, содержащего смесь солей. Написать уравнения реакций электролиза каждой соли, расставить стехиометрические коэффициенты:

- | | |
|-------------------------------|-----------------------------|
| 1. $FeCl_2$, $Ni(NO_3)_2$ | 16. $CoCl_2$, $Zn(NO_3)_2$ |
| 2. $CaBr_2$, $NaBr$ | 17. $ZnCl_2$, $Cd(NO_3)_2$ |
| 3. $SnCl_2$, $Co(NO_3)_2$ | 18. $MgCl_2$, $CuCl_2$ |
| 4. $MgSO_4$, $ZnSO_4$ | 19. CuI , $NaNO_3$ |
| 5. $AgNO_3$, $Sn(NO_3)_2$ | 20. CaF_2 , MnF_2 |
| 6. $MgCl_2$, $SnCl_2$ | 21. KCl , $FeSO_4$ |
| 7. $CuSO_4$, $MgSO_4$ | 22. MgF_2 , $CuBr_2$ |
| 8. $ZnCl_2$, $MgCl_2$ | 23. ZnI_2 , $Mn(NO_3)_2$ |
| 9. $MgCl_2$, $CuSO_4$ | 24. $CoCl_2$, Na_2S |
| 10. $CdCl_2$, $Fe(NO_3)_2$ | 25. K_2SO_4 , $CrCl_3$ |
| 11. $NiCl_2$, $MnSO_4$ | 26. $Al(NO_3)_2$, NiI_2 |
| 12. $MnCl_2$, $Ni(NO_3)_2$ | 27. SnF , $Ca(NO_3)_2$ |
| 13. $MgCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$ | 28. $Cd(NO_3)_2$, KBr |
| 14. $NiSO_4$, $MgCl_2$ | 29. $FeSO_4$, NaF |
| 15. $AgNO_3$, $Ni(NO_3)_2$ | 30. $MgSO_4$, $FeBr_3$ |

10.3. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили при силе тока 5 А в течение 3 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах, вычислите объем выделяющихся на электродах веществ.

10.4. Сколько граммов воды разложилось при электролизе раствора Na_2SO_4 при силе тока 7 А в течение 5 ч.

10.5. Электролиз раствора сульфата некоторого металла проводили при силе тока 6 А в течение 45 мин, в результате чего из катода выделилось 5,49 г металла. Вычислите эквивалентную массу металла.

10.6. Электролиз раствора сульфата цинка проводили в течение 5 ч, в результате чего выделилось 6 л кислорода (н.у.). Вычислите силу тока.

- 10.7. При электролизе AgNO_3 масса серебряного анода уменьшилась на 5,4 г. Сколько кулонов электричества израсходовано на этот процесс?
- 10.8. При электролизе водного раствора KOH на катоде выделилось 5,6 л водорода (условия нормальные). Сколько кислорода выделилось на аноде?
- 10.9. При электролизе водного раствора хлорида олова на аноде выделилось 8,96 л хлора (условия нормальные). Сколько олова выделилось на катоде?
- 10.10. Найти объем водорода при электролизе водного раствора серной кислоты. Электролиз проводили при силе тока 6А в течение 45 мин. (условия нормальные).
- 10.11. При электролизе водного раствора хлорида меди (II) на аноде выделилось 17,92 л хлора (условия нормальные). Сколько меди выделилось на катоде?
- 10.12. Найти объем кислорода при электролизе водного раствора сульфата натрия. Электролиз проводили при силе тока 10А в течение 2 часов (условия нормальные).
- 10.13. Найти объем водорода при электролизе водного раствора сульфата натрия. Электролиз проводили при силе тока 6А в течение 30 мин. (условия нормальные).
- 10.14. При электролизе водного раствора нитрата серебра на аноде выделилось 2,8 л кислорода (условия нормальные). Сколько серебра выделилось на катоде?
- 10.15. При электролизе водного раствора хлорида меди (II) масса катода увеличилась на 6,4 г (условия нормальные). Сколько хлора выделилось на аноде?
- 10.16. При электролизе водного раствора сульфата натрия на аноде выделилось 5,6 л кислорода. Сколько водорода выделилось на катоде?
- 10.17. При электролизе водного раствора соли платины на катоде выделилось 4,55 г платины. Электролиз проводили при силе тока 6А в течение 30 мин. (условия нормальные). Определить эквивалентную массу платины?
- 10.18. При электролизе водного раствора хлорида меди (II) масса катода увеличилась на 6,4 г (условия нормальные). Сколько хлора выделилось на аноде?
- 10.19. При электролизе водного раствора нитрата серебра масса катода увеличилась на 10,6 г (условия нормальные). Сколько кислорода выделилось на аноде?
- 10.20. При электролизе водного раствора хлорида олова (II) масса катода увеличилась на 15,8 г (условия нормальные). Сколько хлора выделилось на аноде?

11. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Коррозия – разрушение металла под воздействием окружающей среды.

Это самопроизвольный окислительно-восстановительный процесс, протекающий на границе раздела фаз. По механизму протекания коррозия подразделяется на *химическую* (протекает в средах, не проводящих электрический ток) и *электрохимическую* (протекает в средах, проводящих электрический ток).

Основные причины электрохимической коррозии (ЭХК) – наличие в металле примесей других металлов и контакт металла с другими металлами, отличающимися по активности. Согласно теории ЭХК при соприкосновении металла с раствором электролита на его поверхности возникает множество гальванических микроэлементов. При этом анодами являются частицы основного металла, катодами – примеси, с большим значением электродного потенциала.

Одной из особенностей электрохимической коррозии является ее многостадийность. Рассмотрим процесс коррозионного разрушения металла на примере коррозионного гальванического элемента, возникающего при контакте железа и меди: *Fe /электролит/ Cu*. Для того, чтобы понять, какой из этих двух металлов будет подвергаться коррозии, необходимо сравнить значения их стандартных электродных потенциалов: $E_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44В$, $E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = +0,34В$.

$E_{Fe^{2+}/Fe}^0 < E_{Cu^{2+}/Cu}^0$, следовательно, железо является более активным восстановителем: *Fe* – анод (А), *Cu* – катод (К).

На первой стадии происходит окисление более активного металла (анодный процесс) и переход образовавшихся ионов в раствор: $Fe^0 - 2e^- = Fe^{2+}$

Вторая стадия – перенос электронов от анода к катоду, который при этом заряжается отрицательно, т.е. поляризуется.

На третьей стадии происходит процесс восстановления (катодный процесс), в котором участвует окислитель окружающей среды. Он “забирает” электроны у катода, т.е. снимает с него отрицательный заряд и, таким образом, *деполяризует* катод. Процесс отвода электронов с катода называется деполяризацией, а окислитель – деполяризатором.

Важнейшими окислителями, вызывающими ЭХК, являются ионы водорода и растворенный в воде молекулярный кислород. В связи с этим различают два вида электрохимической коррозии: с *водородной* и с *кислородной* деполяризацией.

Электрохимическая коррозия с водородной деполяризацией протекает в кислой среде. Коррозионному разрушению подвергаются металлы, удовлетворяющие условию: $E_{Me^{n+}/Me}^0 < E_{2H^+/H_2}^0$ ($E_{2H^+/H_2}^0 = 0$).

Электрохимическая коррозия с кислородной деполяризацией протекает в нейтральной (влажный воздух, морская вода, влажные почвы) или щелочной средах. Коррозионному разрушению подвергаются металлы, стандартный электродный потенциал которых меньше стандартного электродного потенциала кислорода:

$$E^0_{Me^{n+}/Me} < E^0_{O_2/2H_2O} \quad (E^0_{O_2/2H_2O} = 1,23\text{В}).$$

При рассмотрении механизма электрохимической коррозии следует использовать *алгоритм*, приведенный в примерах решения задач.

Для защиты металлов от коррозии используют различные виды защитных покрытий, в том числе металлические покрытия. **Анодное покрытие** – покрытие основного металла более активным металлом, т.е. $E^0_{осн. Me} > E^0_{покр. Me}$ (например, покрытие железа цинком). **Катодное покрытие** – покрытие основного металла менее активным, т.е. $E^0_{осн. Me} < E^0_{покр. Me}$ (например, покрытие железа никелем).

Примеры решения задач

Пример 1. Алюминий находится в контакте с цинком. Какой из этих металлов будет окисляться, если эта пара попадет в кислую среду, например, в среду соляной кислоты?

Решение. Из условия задачи следует что металлы находятся в кислой среде – растворе HCl . Раствор HCl – электролит, т.е. электропроводящая среда, следовательно, будет протекать электрохимическая коррозия. Для рассмотрения механизма коррозии воспользуемся предложенным выше алгоритмом.

1) Составим схему коррозионной гальванопары:



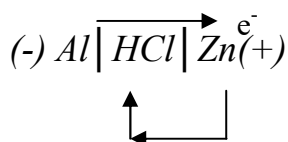
2) Укажем окислитель. Среда кислая, поэтому окислителем (деполяризатором) является ион водорода H^+ . Следовательно, в этой схеме будет протекать электрохимическая коррозия с водородной деполяризацией.

3) Определим, какой из металлов будет являться анодом, а какой – катодом. Для этого сравним значения стандартных электродных потенциалов алюминия и цинка:

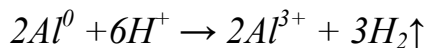
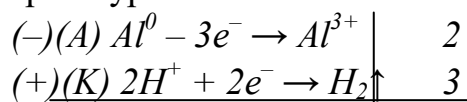
$$E^0_{Al^{3+}/Al} = -1,6\text{ В} < E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0,77\text{ В},$$

Значит, алюминий – более активный металл, он является восстановителем и анодом, а цинк – катодом: **Al – анод (А), Zn – катод (К).**

4) Укажем направление движения электронов, учитывая, что электроны движутся от анода к катоду, а от катода – к окислителю окружающей среды:



5) Запишем электронные уравнения процессов, протекающих на электродах, и составим суммарное уравнение:



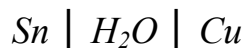
6) Составим молекулярное уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей при коррозии: $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$

7) Запишем вывод: при коррозии алюминия, находящегося в контакте с цинком, окисляется алюминий. Продуктом его коррозии является соль – хлорид алюминия. На цинковом катоде выделяется водород.

Пример 2. Изделие из меди с оловянным покрытием находится во влажном воздухе. Какой из металлов будет корродировать при нарушении целостности покрытия? К какому типу покрытий относится в этом случае олово?

Решение. Изделие находится во влажном воздухе, который является электропроводящей средой, следовательно, будет протекать электрохимическая коррозия.

1) Составим схему коррозионного гальванического элемента:



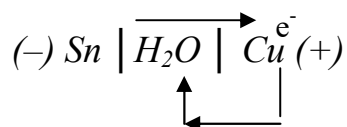
2) Укажем окислитель. Вода – это нейтральная среда, поэтому окислителем (деполяризатором) является кислород – O_2 . Следовательно, в этой схеме будет протекать электрохимическая коррозия с кислородной деполяризацией.

3) Определим, какой из металлов будет являться анодом, а какой – катодом. Для этого сравним значения стандартных электродных потенциалов олова и меди:

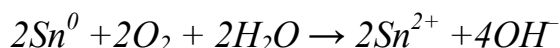
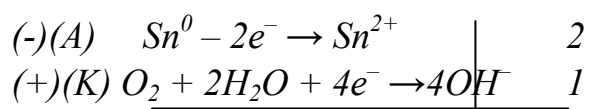
$$E_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,14 \text{ В} < E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В}.$$

Значит, олово – более активный металл, оно является восстановителем и анодом, а медь – катодом: **Sn – анод (А), Cu – катод (К).**

4) Укажем направление движения электронов, учитывая, что электроны движутся от анода к катоду, а от катода – к окислителю среды:



5) Запишем электронные уравнения процессов, протекающих на электродах, и составим суммарное уравнение. При написании уравнения катодного процесса следует учитывать, что процесс восстановления протекает в присутствии воды:



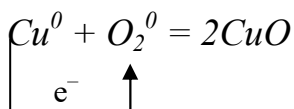
6) Составим молекулярное уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей при коррозии: $2Sn^0 + 2O_2 + 2H_2O \rightarrow 2Sn(OH)_2$

7) Запишем вывод: по отношению к меди олово является анодным покрытием, так как в этой паре олово выступает в роли анода. При нарушении целостности покрытия корродировать будет олово. Продуктом его коррозии является основание – гидроксид олова.

Пример 3. Медная деталь разрушается в атмосфере кислорода при температуре 200°C. В чем заключается причина этого явления?

Решение. 1) Определяем характер среды: атмосфера кислорода (O_2) при высокой температуре (200°C) – это неэлектропроводящая среда. Следовательно, будет происходить химическая коррозия.

2) Запишем уравнение процесса, протекающего при химической коррозии медной детали:



Вывод: происходит окисление меди и на поверхности детали образуется оксидная пленка.

Контрольные вопросы

11.1. Изделие из меди с оловянным покрытием находится во влажном воздухе. Какой из металлов будет корродировать при нарушении целостности покрытия? К какому типу покрытий относится в этом случае олово?

11.2. Укажите продукты коррозии при контакте цинка и никеля в кислой среде (HCl)

11.3. Укажите продукты коррозии при контакте железа и алюминия в нейтральной среде.

11.4. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для свинца роль катодного покрытия: Ti, Mn, Ag, Cr?

11.5. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для свинца роль анодного покрытия: Pt, Hg, Al, Cu?

11.6. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для железа роль катодного покрытия: Ti, Mn, Ag, Cr?

11.7. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для железа роль анодного покрытия: Pt, Al, Ag, Cr?

11.8. Изделие из цинка с оловянным покрытием находится во влажном

воздухе. Какой из металлов будет корродировать при нарушении целостности покрытия? К какому типу покрытий относится в этом случае олово?

11.9. Изделие из хрома с медным покрытием находится во влажном воздухе. Какой из металлов будет корродировать при нарушении целостности покрытия? К какому типу покрытий относится в этом случае медь?

11.10. Изделие из свинца с цинковым покрытием находится во влажном воздухе. Какой из металлов будет корродировать при нарушении целостности покрытия? К какому типу покрытий относится в этом случае цинк?

11.11. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для титана роль анодного покрытия: Pb, Al, Mg, Cr?

11.12. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для цинка роль катодного покрытия: Pt, Al, Ag, Ca?

11.13. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для висмута роль анодного покрытия: Pt, Al, Ag, Cr?

11.14. Укажите продукты коррозии при контакте железа и никеля в кислой среде (HCl)

11.15. Укажите продукты коррозии при контакте хрома и алюминия в нейтральной среде.

11.16. Укажите продукты коррозии при контакте магния и кобальта в кислой среде (HCl)

11.17. Укажите продукты коррозии при контакте кадмия и меди в нейтральной среде.

11.18. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для хрома роль катодного покрытия: Pt, Al, Ag, Cs?

11.19. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для марганца роль анодного покрытия: Pb, Al, Ag, Ti?

11.20. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для алюминия роль анодного покрытия: Pt, Be, Ni, Ca?

Порядок работы в химической лаборатории

Студенты допускаются к работе в лаборатории общего практикума только после инструктажа по технике безопасности и получения зачета по правилам работы в химической лаборатории и техники безопасности.

Студенты обязаны расписаться в журнале в том, что они ознакомлены с правилами техники безопасности работ и обязуются их выполнять.

Правила безопасности при работе студентов в химической лаборатории

1. Перед началом лабораторной работы необходимо внимательно ознакомиться с заданием, оборудованием, реактивами и правилами безопасности при выполнении данного задания.

2. Химические реакции проводят с таким количеством реагентов указанной концентрации и в тех приборах и посуде, которые указаны в руководстве. При этом необходимо решить вопрос о том (если это не указано в руководстве), где следует проводить опыт: на лабораторном столе или в вытяжном шкафу.

3. На лабораторном столе выполняются опыты, которые не представляют опасности для работающего.

4. В вытяжном шкафу выполняются все опыты с ядовитыми, неприятно пахнущими веществами, с концентрированными кислотами и щелочами. Эти вещества должны находиться в вытяжном шкафу и выносить их на лабораторные столы запрещается.

5. Разбавление концентрированных кислот производится в вытяжном шкафу в тонкостенной химической посуде, при этом кислота вливается в воду небольшими порциями и при перемешивании особую осторожность нужно соблюдать при разбавлении серной кислоты (сильный разогрев!).

6. При работе с электроприборами (электрические плитки, муфельные печи, сушильные шкафы и др.) нужно обращать внимание на их исправность, правильную изоляцию контактов, заземление. Нельзя использовать приборы с оголенными контактами, неисправными вилками и т.п.

7. В лаборатории категорически запрещается принимать пищу.

8. При проведении опытов нельзя отвлекаться от основной работы и оставлять приборы без наблюдения.

9. Запрещается исследовать запах газа, выделяющегося при реакции, непосредственно из реакционного сосуда. Нужно осторожно движением руки направить на себя воздух с примесью этого газа.

Правила пользования реактивами, посудой

1. Если необходимо провести пробирочную реакцию с растворами веществ, то при помощи пипетки отбирается небольшое количество раствора и вводится в пробирку. При этом нельзя глубоко опускать пипетку в пробирку и касаться стенок пробирки кончиком пипетки.

Если в руководстве не указаны количества веществ, необходимых для выполнения опыта, то брать их нужно в малом количестве (1/6 объема пробирки). Если раствора окажется в пробирке больше, чем нужно, то обратно в склянку этот раствор выливать нельзя.

2. При работе с сухими веществами необходимо брать их специальной ложечкой или шпателем. После использования шпатель тщательно обтереть фильтровальной бумагой и только тогда можно брать другую порцию реактива.

Если в руководстве не указано количество сухого вещества, то брать его нужно в малом количестве (должно быть закрыто дно пробирки). Если сухого реактива оказалось в избытке, то обратно в склянку высыпать реактив нельзя!

3. При нагревании раствора, содержащегося в пробирке, необходимо соблюдать следующие правила: пробирка вносится в пламя при помощи специального держателя; отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от себя и от других работающих рядом сотрудников; необходимо производить легкое перемешивание жидкости в пробирке.

4. При нагревании сухого вещества, содержащегося в пробирке, также соблюдается указанные правила.

5. Растворы, осадки, содержащие соединения серебра и других редких металлов, нельзя выливать в канализацию, а нужно сливать в специальные сосуды для сбора остатков этих солей.

6. Остатки крепких кислот выливают в специальные банки для слива..

7. В лаборатории необходимо соблюдать тишину и дисциплину.

8. После окончания работы следует вымыть посуду и привести в порядок рабочее место.

Оказание первой помощи в лаборатории при несчастных случаях

При несоблюдении правил техники безопасности в лаборатории возможны следующие поражения: легкое отравление хлором, окисью углерода и др. легкие ожоги от нагревательных приборов, порезы стеклом, поражения концентрированными кислотами и щелочами.

Во всех случаях поражения необходимо немедленно обратиться к преподавателю или лаборанту, у которых есть телефон и аптечка.

1. При порезах стеклом нужно удалить осколки из ранки, смазать ее йодом и перевязать.

2. При ожоге рук или лица серной кислотой необходимо быстро смыть кислоту большим количеством воды, а затем 10%-ым раствором соды.

3. Попавшую на лицо или руки щелочь нужно смыть большим количеством воды (пока кожа не перестанет быть скользкой). Затем промывают раствором уксусной кислоты.

4. При отравлении хлором, сероводородом и др. немедленно вывести пострадавшего на чистый воздух.

5. При ожогах глаз концентрированными кислотами нужно тщательно промыть глаза большим количеством воды, затем 2% раствором NaHCO_3 (питьевая сода). Затем немедленно обратиться к врачу.

6. При ожогах глаз крепкими щелочами: NaOH , KOH , NH_4OH нужно после тщательного промывания глаз водой промыть их слабой кислотой (2% раствором борной или уксусной кислоты). Необходимо срочно обратиться к врачу.

Все лабораторные работы проводятся под контролем преподавателя или лаборанта.

Правила оформления лабораторных работ

Лабораторная работа № ____

Дата _____

Тема: _____

Теоретическая часть: _____

Оборудование и реактивы: _____

Экспериментальная часть: _____

Выводы: _____

Лабораторная работа №1

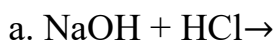
Ионные реакции. Условия необратимости ионных реакций

Ионные реакции - это реакции между ионами в растворах электролитов, в которых происходит перенос протона или реакции образования осадков, либо их растворения.

Ионные реакции являются необратимыми, если в результате взаимодействия реагентов образуется:

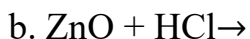
1. слабый электролит (вода, слабая кислота или основание)
2. труднорастворимое вещество (осадок)
3. газообразное вещество

1. Образование воды



В пробирку помещают 3-5 мл раствора NaOH и 1 каплю индикатора фенолфталеина. Раствор окрашивается в малиновый цвет. Медленно по каплям добавляют раствор соляной кислоты.

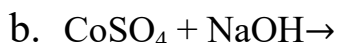
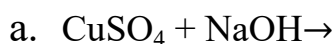
Окраска раствора в пробирке становится сначала розовой, а затем бесцветной.



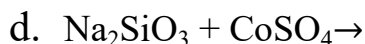
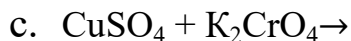
В пустую пробирку насыпают небольшое количество оксида цинка ZnO, затем в пробирку по каплям добавляют раствор соляной кислоты.

Дописать реакции в молекулярной и ионной форме.

2. Образование малорастворимого вещества (осадок)



В пробирку поместить 3-5 мл раствора соли, а затем добавить раствор щелочи (V=3-5 мл).

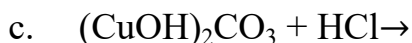
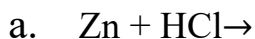


В пробирках смешать растворы солей, указанных в реакции (V=3-5 мл).

Отметить цвет исходных солей и окраску образовавшихся осадков.

Реакции дописать в молекулярной и ионной форме.

3. Образование газообразного вещества



В пробирки помещают кусочек цинка или небольшое количество соли, а затем по каплям добавляют соляную кислоту. Наблюдают выделение газа.

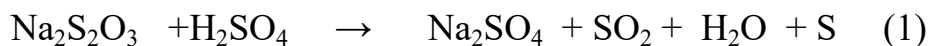
Отметить цвет исходных солей и образующихся растворов.
Дописать реакции в молекулярном и ионной форме.

Лабораторная работа №2

Скорость химических реакций

1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции

В три пробирки налейте 0.1 н. раствор тиосульфата натрия: в первую – 4 мл, во вторую – 8 мл и третью – 12 мл. После этого в первую пробирку добавьте 8 мл, а во вторую – 4 мл дистиллированной воды. Затем в три другие пробирки налейте по 5 мл 0.1 н. раствора серной кислоты. Слейте попарно приготовленные растворы, в результате чего произойдет реакция



С помощью секундомера отметьте, через какое время появляется сера в каждой пробирке. Результаты запишите в табл.1

Таблица 1

Номер опыта	Объем, мл				Время, сек	Условная скорость реакции, $1/\tau$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4	Общий		
1	4	8	5	17		
2	8	4	5	17		
3	12	0	5	17		

Какой вывод можно сделать из полученных данных?

2. Влияние температуры на скорость реакции

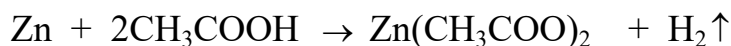
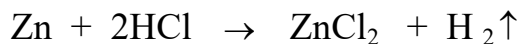
Определите влияние температуры на скорость реакции взаимодействия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с H_2SO_4 . Отметьте время появления серы в пробирках. Полученные данные запишите в таблицу.

Таблица 2

Номер опыта	Температура, °С	Объем, мл			Время, сек	Условная скорость реакции, $1/\tau$
		$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Вода	H_2SO_4		
1	Комн. темпер.	4	8	5		
2	30	4	8	5		
3	40	4	8	5		

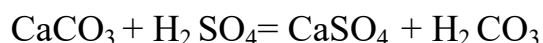
Какие выводы можно сделать относительно влияния температуры на скорость реакции из полученных результатов?

3. Влияние кислоты на скорость химической реакции



Какие выводы можно сделать?

4. Влияние степени измельченности вещества на скорость реакции



Лабораторная работа № 3

Приготовление растворов с заданной концентрацией

1. Рассчитать количество вещества и объем воды, необходимый для приготовления следующих растворов:

- 200 г 15%-го раствора хлорида натрия;
- 250 г 10%-го раствора карбамида;
- 350 г 12%-го раствора аммиачной селитры;
- 400 г 7%-го раствора нитрата натрия.

2. Приготовить раствор.

3. С помощью ареометра измерить плотность раствора.

4. Рассчитать молярную концентрацию раствора.

5. Заполнить таблицу.

Таблица 3

Масса вещества, (m), г.	Молекулярная масса вещ-ва, (M), г/моль	Объем воды, мл	Плотность раствора, г/см ³	Процентная концентрация раствора, %	Молярная концентрация, моль/л

Лабораторная работа № 4

1. Определение характера среды растворов с помощью индикаторов

Для каждого индикатора подготовьте две пробирки: одну с 0,01 н. HCl, другую – с 0.01н раствором NaOH (2 мл). Внесите в каждую пробирку по две

капли индикатора. Перемешайте. Запишите цвет, оценку pH в следующую таблицу

Таблица 4

Индикатор	Цвет /pH	
	Кислый раствор	Щелочной раствор
Метилоранжевый Фенолфталеин		

2. Определение характера среды в растворах солей

Поместите в чистые пробирки 5-6 капель каждого из предложенных растворов солей, внесите по две капли индикатора и зафиксируйте значения pH. Заполните таблицу и напишите уравнения гидролиза каждой соли.

Таблица 5

Раствор	Окраска индикаторов		Значения pH
	Метилоранжевый	Фенолфталеин	
Na ₂ CO ₃ CrCl ₃ Na ₂ SiO ₃ NaCl			

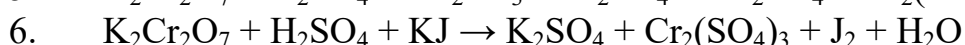
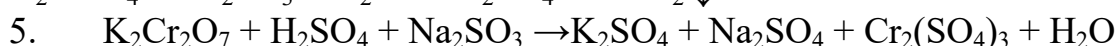
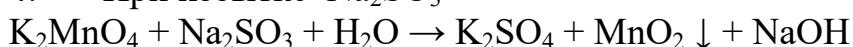
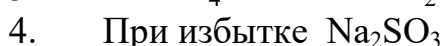
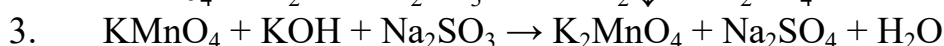
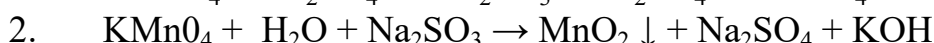
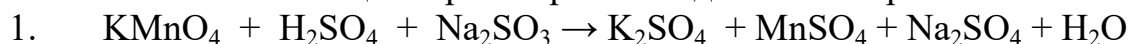
Лабораторная работа №5

Окислительно – восстановительные реакции

Зависимость характера продуктов окислительно восстановительной реакции от pH среды

1. Уравнять реакции методом электронного баланса, расставить коэффициенты. Укажите, какое вещество является окислителем в реакции, а какое восстановителем:

Отметить изменение цвета раствора после добавления реактива.



Кислоты

№ п/п	Название кислоты	Формула	Электролитическая диссоциация	Название аниона
1	Соляная (хлороводородная)	HCl	$\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	Хлорид (Cl^-)
2	Бромоводородная	HBr	$\text{HBr} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Br}^-$	Бромид (Br^-)
3	Иодоводородная	HI	$\text{HI} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{I}^-$	Иодид (I^-)
4	Фтороводородная (плавиковая)	HF	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$	Фторид (F^-)
5	Азотная	HNO_3	$\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	Нитрат (NO_3^-)
6	Серная	H_2SO_4	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	Сульфат (SO_4^{2-})
7	Фосфорная	H_3PO_4	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	Фосфат (PO_4^{3-})
8	Азотистая	HNO_2	$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	Нитрит (NO_2^-)
9	Сернистая	H_2SO_3	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	Сульфит (SO_3^{2-})
10	Сероводородная	H_2S	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	Сульфид (S^{2-})
11	Угльная	H_2CO_3	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	Карбонат (CO_3^{2-})
12	Кремневая	H_2SiO_3		Силикат (SiO_3^{2-})

Формулы удобрений

1. CaCO_3 – мел, известняк, мрамор
2. $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ – доломит
3. CaO – негашеная известь
4. Ca(OH)_2 – гашенная известь
5. NH_4NO_3 – аммиачная селитра
6. NaNO_3 – натриевая (чилийская) селитра
7. KNO_3 – калийная селитра
8. $\text{Ca(NO}_3)_2$ – кальциевая (канадская) селитра
9. $\text{CO(NH}_2)_2$ – карбамид (мочевина)
10. $\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – двойной суперфосфат
11. $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – преципитат
12. KCl – калий хлористый
13. NaCl – поваренная соль
14. $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – гипс
15. K_2CO_3 – поташ
16. Na_2CO_3 – сода кальцинированная
17. NaHCO_3 – пищевая сода
18. NH_3 – аммиак

**Произведения растворимости малорастворимых в воде веществ при
25 ° С**

Вещество	ПР	Вещество	ПР
AgBr	$7,7 \cdot 10^{-13}$	CdS	$1 \cdot 10^{-29}$
AgCN	$2,0 \cdot 10^{-12}$	Co(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-16}$
AgSCN	$1 \cdot 10^{-12}$	Cu ₂ S	$2,5 \cdot 10^{-50}$
AgCl	$1,6 \cdot 10^{-10}$	CuS	$4 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ CO ₃	$6,2 \cdot 10^{-12}$	FeCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-11}$
Ag ₂ CrO ₄	$4,05 \cdot 10^{-12}$	Fe(OH) ₂	$4,8 \cdot 10^{-16}$
AgI	$1 \cdot 10^{-16}$	Fe(OH) ₃	$4 \cdot 10^{-38}$
BaCO ₃	$8,0 \cdot 10^{-9}$	FeS	$4 \cdot 10^{-19}$
BaC ₂ O ₄	$1,7 \cdot 10^{-7}$	Hg ₂ Cl ₂	$2 \cdot 10^{-18}$
BaCrO ₄	$2,3 \cdot 10^{-10}$	Mg(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-12}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	MgS	$2,0 \cdot 10^{-15}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	Mn(OH) ₂	$4 \cdot 10^{-14}$
CaC ₂ O ₄	$2,5 \cdot 10^{-9}$	MnS	$1,4 \cdot 10^{-15}$
CaSO ₄	$6,1 \cdot 10^{-5}$	NiCO ₃	$1,4 \cdot 10^{-7}$
Ni(OH) ₂	$7 \cdot 10^{-14}$	Sb ₂ S ₃	$1,0 \cdot 10^{-30}$
PbCO ₃	$1,5 \cdot 10^{-13}$	H ₂ SiO ₃	$1,0 \cdot 10^{-10}$
PbCl ₂	$1,7 \cdot 10^{-5}$	SnS	$1 \cdot 10^{-28}$
PbCrO ₄	$1,7 \cdot 10^{-13}$	SrCO ₃	$1,0 \cdot 10^{-9}$
PbI ₂	$8,7 \cdot 10^{-9}$	SrC ₂ O ₄	$5,6 \cdot 10^{-8}$
Pb(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-16}$	SrSO ₄	$2,8 \cdot 10^{-7}$
PbS	$1 \cdot 10^{-29}$	Zn(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-17}$
PbSO ₄	$2 \cdot 10^{-8}$	ZnS	$8 \cdot 10^{-26}$

Константы диссоциации кислот и оснований



Соединение	Формула	$K_{\text{дис}}$
Азотистая	HNO_2	$5,1 \cdot 10^{-4}$
Кремневая	H_2SiO_3	$2,2 \cdot 10^{-10} (K_1)$ $1,6 \cdot 10^{-12} (K_2)$
Муравьиная	HCOOH	$1,7 \cdot 10^{-4}$
Сернистая	H_2SO_3	$1,3 \cdot 10^{-2} (K_1)$ $6,3 \cdot 10^{-8} (K_2)$
Сероводородная	H_2S	$8,9 \cdot 10^{-8}$ $1,3 \cdot 10^{-13}$
Синильная	HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$
Угольная	H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7} (K_1)$ $4,7 \cdot 10^{-11} (K_2)$
Уксусная	CH_3COOH	$1,7 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	$7,6 \cdot 10^{-3}$ $6,2 \cdot 10^{-8}$ $4,4 \cdot 10^{-13}$
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,6 \cdot 10^{-2} (K_1)$ $5,1 \cdot 10^{-5} (K_2)$
Гидроксид аммония	NH_4OH	$6,3 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид бария	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$2,3 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид кальция	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$4,3 \cdot 10^{-2} (K_2)$
Гидроксид магния	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$2,5 \cdot 10^{-3} (K_2)$
Гидроксид меди	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$3,4 \cdot 10^{-7} (K_2)$
Гидроксид серебра	AgOH	$1,1 \cdot 10^{-4}$
Гидроксид хрома	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$1,02 \cdot 10^{-10} (K_3)$
Гидроксид цинка	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$4,0 \cdot 10^{-5} (K_2)$
Гидроксид марганца	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	$5,0 \cdot 10^{-4} (K_2)$
Гидроксид никеля	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$2,5 \cdot 10^{-5} (K_2)$
Гидроксид железа	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$1,35 \cdot 10^{-12} (K_3)$
Гидроксид алюминия	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$1,38 \cdot 10^{-9} (K_3)$

Катодные процессы в водных растворах

Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na La Mg Be Al Ti V Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Sb Bi Cu Hg Ag Pd Pt Au

$Me^{n+} + n \bar{e} \rightarrow$ процесс не идет

$Me^{n+} + n \bar{e} \rightarrow Me^0$

$Me^{n+} + n \bar{e} \rightarrow Me^0$

$2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 \uparrow + 2OH^-$

$2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 \uparrow + 2OH^-$

$2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow$ процесс не идет

Анодные процессы в водных растворах

Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-}

$NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}, F^-$

$2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2 \uparrow$

$2Br^- - 2\bar{e} \rightarrow Br_2 \uparrow$

$2I^- - 2\bar{e} \rightarrow I_2$

$2S^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow S$

$2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow O_2 \uparrow + 4H^+$

Ряд напряжения металлов

Электрод ВФ/ОФ	При электродная реакция $\text{ОФ}^{n+} + n \cdot \bar{e} \leftarrow \text{ВФ}$	$E^{\circ}, \text{В}$
Li /Li ⁺	Li ⁺ + \bar{e} → Li	-3,05
Ca /Ca ²⁺	Ca ²⁺ + 2 \bar{e} → Ca	-2,87
Mg /Mg ²⁺	Mg ²⁺ + 2 \bar{e} → Mg	-2.36
Al /Al ³⁺	Al ³⁺ + 3 \bar{e} → Al	-1,66
Mn/Mn ²⁺	Mn ²⁺ + 2 \bar{e} → Mn	-1,18
Zn/Zn ²⁺	Zn ²⁺ + 2 \bar{e} → Zn	-0,76
Cr/Cr ³⁺	Cr ³⁺ + 3 \bar{e} → Cr	-0,74
Fe/Fe ²⁺	Fe ²⁺ + 2 \bar{e} → Fe	-0,44
Co/Co ²⁺	Co ²⁺ + 2 \bar{e} → Co	-0,28
Ni/Ni ²⁺	Ni ²⁺ + 2 \bar{e} → Ni	-0.25
Pb/Pb ²⁺	Pb ²⁺ + 2 \bar{e} → Pb	-0,13
H ₂ /2H ⁺	2H ⁺ + 2 \bar{e} → H ₂	0
Cu/Cu ²⁺	Cu ²⁺ + 2 \bar{e} → Cu	+0,34
Aq/Aq ⁺	Aq ⁺ + \bar{e} → Aq	+0,80
Hq/Hq ²⁺	Hq ²⁺ + 2 \bar{e} → Hq	+0,85
Au/Au ⁺	Au ⁺ + \bar{e} → Au	+1,70

**Стандартные термодинамические потенциалы образования
некоторых химических веществ**

Вещество	Состояние	$\Delta H_{298}^0, \text{кДж/моль}$	$S_{298}^0, \text{Дж/(моль} \cdot \text{К)}$	$\Delta G_{298}^0, \text{кДж/мол}$
1	2	3	4	5
BaO	К	-558,6	70,6	-528,4
BaCO ₃	К	-1218,0	112,6	-1138,8
BeO	К	-600,6	14,5	-581,6
BeCO ₃	К	-1012,0		-944,7
C	Графит	0	5,4	0
C	Алмаз	1,8	2,4	2,55
CH ₄	Г	-74,9	186,2	-50,8
C ₂ H ₂	Г	226,8	200,8	209,2
C ₂ H ₄	Г	52,3	219,7	68,1
C ₂ H ₆	Г	-89,67	229,5	-32,9
C ₆ H ₆	Ж	82,9	269,2	129,7
C ₈ H ₁₈	Ж	-250,0	361,2	
C ₂ H ₃ OH	Ж	-201,2	126,8	-
C ₂ H ₅ OH	Ж	-276,6	160,7	-174,8
CO	Г	-110,5	197,5	-137,1
CO ₂	Г	-393,5	213,7	-394,4
CaO	К	-635,5	397	-604,2
Ca(OH) ₂	К	-986,6	76,1	-896,8
CaCO ₃	К	-1207,0	88,7	-1129,7
Ca ₃ (PO ₄) ₂	К	-4142,0	242,0	-3867,3
Fe	К	0	27,15	0
Fe ₃ O ₄	К	-1120,9	146,4	-1014,2
FeO	К	-270,0	55,2	-244,3
Fe ₂ O ₃	К	-828,2	82,4	-740,3
H ₂	Г	0	131,0	0
H ₂ O	Г	-241,8	188,7	-228,9
H ₂ O	Ж	-285,8	70,1	-237,3
HCl	Г	-92,3	186,8	-95,1
N ₂	Г	0	191,5	0
NH ₃	Г	-46,2	192,6	-16,7
NO	Г	90,3	210,6	88,6
NO ₂	Г	33,5	240,2	51,5
C ₂ H ₃ OH	Ж	-201,2	126,8	-

1	2	3	4	5
N_2O_3	Г	83,3	307,0	140,5
N_2O	Г	82,0	219,9	104,1
O_2	Г	0	205,0	0
PCl_3	Г	-273,1	312,1	-286,2
PCl_5	Г	-369,4	352,7	-324,6
P_2O_3	К	-1492,0	114,5	-1348,8
SO_2	Г	-296,0	248,1	-300,2
SO_3	Г	-395,8	256,7	-371,2
H_2S	Г	-435,9	82,6	-408,0
Cl_2	Г	0	222,9	0
HCl	Г	-92,3	186,8	-95,2
Mg	К	0	32,5	0
Mg_3N_2	К	-461,1	87,9	-400,9

ЛИТЕРАТУРА

а) основная литература

1. Мартынова, Т. В. Неорганическая химия: учебник / Т.В. Мартынова, И.И. Супоницкая, Ю.С. Агеева. — Москва: ИНФРА-М, 2018. — 336 с. + Доп. материалы [Электронный ресурс; Режим доступа: <http://new.znaniium.com>]. — (Высшее образование: Бакалавриат). — www.dx.doi.org/10.12737/25265. - Режим доступа: <https://new.znaniium.com/document?id=302331>. - ISBN 978-5-16-105523-6. - Текст: электронный. - URL: <https://new.znaniium.com/catalog/product/940420>

2. Бабичева, И. А. Практикум по химии: учебно-методическое пособие / И. А. Бабичева, С. С. Шукшина. — 2-е изд. — Оренбург: Оренбургский ГАУ, 2015. — 202 с. — ISBN 978-5-88838-929-4. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/134503>


3. Вострикова, Н. М. Химия: Учебное пособие / Вострикова Н.М., Королева Г.А. - Краснояр.: СФУ, 2016. - 136 с.: ISBN 978-5-7638-3510-6. - Текст: электронный. - URL: <https://new.znaniium.com/catalog/product/968024>

4. Иртуганова Э.А., Гармонов С.Ю., Сопин В.Ф. Химия и контроль качества эксплуатационных продуктов: Учебник. – М.: ИНФРА-М, 2014. –528с. [Электронный ресурс; Режим доступа <http://znaniium.com>].

б) дополнительная литература

5. Елфимов В.И. Основы общей химии: учеб. пособие / В.И. Елфимов. — 2-е изд. — Москва: ИНФРА-М, 2015. — 256 с. — (Высшее образование: Бакалавриат).-ISBN 978-5-16-010066-1 (print); ISBN 978-5-16-101776-0 (online). - Текст: электронный. - URL: <https://new.znaniium.com/catalog/product/469079>

6. Иртуганова Э.А., Гармонов С.Ю., Сопин В.Ф. Химия и контроль качества эксплуатационных продуктов: Учебник. – М.: ИНФРА-М, 2014. –528с. [Электронный ресурс; Режим доступа <http://znaniium.com>].

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева										VII		VIII				
I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
1	1	H 1,00794 водород												He 4,002602 гелий		
2	2	Li 6,941 литий	Be 9,01218 бериллий	B 10,811 бор	C 12,011 углерод	N 14,0067 азот	O 15,9994 кислород	F 18,998403 фтор	Ne 20,179 неон					Ar 39,948 аргон	Периодический закон открыт Д.И. Менделеевым в 1869 г.	
3	3	Na 22,98977 натрий	Mg 24,305 магний	Al 26,98154 алюминий	Si 28,0855 кремний	P 30,97376 фосфор	S 32,066 сера	Cl 35,453 хлор	Ar 39,948 аргон					Fe 55,847 железо	Co 58,9332 кобальт	Ni 58,69 никель
4	4	K 39,0983 калий	Ca 40,078 кальций	Sc 44,95591 скандий	Ti 47,88 титан	V 50,9415 ванадий	Cr 51,9961 хром	Mn 54,9380 марганец	Fe 55,847 железо	Co 58,9332 кобальт	Ni 58,69 никель			Kr 83,80 криптон		
5	5	Cu 63,546 медь	Zn 65,39 цинк	Ga 69,723 галлий	Ge 72,59 германий	As 74,9216 мышьяк	Se 78,96 селен	Br 79,904 бром	Kr 83,80 криптон					Ru 101,07 рутений	Rh 102,9055 родий	Pd 106,42 палладий
6	6	Rb 85,4678 рубидий	Sr 87,62 стронций	Y 88,9039 иттрий	Zr 91,224 цирконий	Nb 92,9064 ниобий	Mo 95,94 молибден	Tc [98] технеций	Ru 101,07 рутений	Rh 102,9055 родий	Pd 106,42 палладий			Xe 131,29 ксенон		
7	7	Ag 107,8682 серебро	Cd 112,41 кадмий	In 114,82 индий	Sn 118,710 олово	Sb 121,75 сурьма	Te 127,60 теллур	I 126,9045 йод	Xe 131,29 ксенон					Os 190,2 осмий	Ir 192,22 иридий	Pt 195,08 платина
8	8	Cs 132,9054 цезий	Ba 137,33 барий	La* 138,9055 лантан	Hf 178,49 гафний	Ta 180,9479 тантал	W 183,85 вольфрам	Re 186,207 рений	Os 190,2 осмий	Ir 192,22 иридий	Pt 195,08 платина					
9	9	Au 196,9665 золото	Hg 200,59 ртуть	Tl 204,383 таллий	Pb 207,2 свинец	Bi 208,9804 висмут	Po [209] полоний	At [210] астат	Rn [222] радон					Mt [265] майтнерий	Ds [271] дармштадтий	
10	10	Fr [223] франций	Ra [226] радий	Ac** [227] актиний	Rf [261] резерфордий	Db [262] дубний	Sg [263] сигборгий	Bh [262] борий	Hs [265] гасий	Mt [266] майтнерий	Ds [271] дармштадтий					
11	11	Rg [285] регентий	Uub [285] унубий	Uut [287] унгунтий	Uuq [287] ункувандий	Uup [292] унупенгий	Uuh [292] унгунский	Uus [293] ункусептий	Uuo [293] унуюкий							

* Л а н т а н о и д ы

* * А к т и н о и д ы

Ce 140,12 церий	Pr 140,9077 празеолм	Nd 144,24 неодим	Pm [145] прометий	Sm 150,36 самарий	Eu 151,96 европий	Gd 157,25 гадолиний	Tb 158,9254 тербий	Dy 162,50 дипрозий	Ho 164,9304 гольмий	Er 167,26 эрбий	Tm 168,9342 тулий	Yb 173,04 иттербий	Lu 174,967 лютеций
------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	---------------------------------

Th 232,0381 торий	Pa [231] прогактиний	U 238,0289 уран	Np [237] нептуний	Pu [244] плутоний	Am [243] амерций	Cm [247] курий	Bk [247] берклий	Cf [251] калifornий	Es [252] эйнштейний	Fm [257] фермий	Md [258] менделеевий	No [259] нобелий	Lr [260] лоуренсий
--------------------------------	-----------------------------------	------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	-----------------------------	-------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------	---------------------------------

Целое число в скобках – массовое число наиболее устойчивого изотопа

СОДЕРЖАНИЕ

	стр.
1. Основные классы неорганических соединений	3
2. Основные понятия и законы химии	6
3. Строение атома и периодический закон	9
4. Кинетика и равновесие химических реакций	14
4.1. Химическая кинетика	14
4.2. Химическое равновесие	15
5. Химическая термодинамика	17
6. Растворы	23
6.1. Способы выражения концентраций растворов	24
6.2. Коллигативные свойства растворов	26
7. Теория электролитической диссоциации и гидролиз солей	28
7.1. Электролитическая диссоциация и pH растворов	28
7.2. Слабые электролиты. Константа и степень диссоциации	30
7.3. Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей	32
8. Произведение растворимости и растворимость малорастворимых солей и оснований	36
9. Окислительно – восстановительные реакции	39
10. Электрохимия	43
10.1. Электродные потенциалы	43
10.2. Химические источники тока	46
10.3. Электролиз	54
11. Коррозия металлов	58
Порядок работы в химической лаборатории	63
Правила оформления лабораторных работ	65
Лабораторные работы	66
Приложения	70
Литература	77
Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	78

