

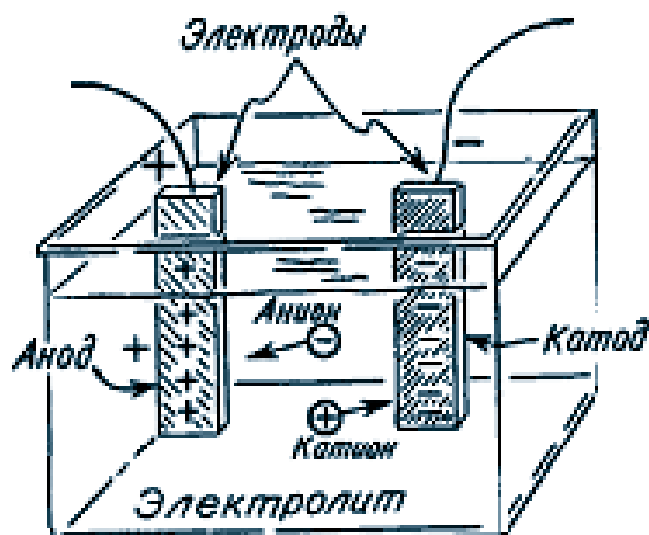
МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

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

Кафедра «Биотехнология, животноводство и химия»

ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ

Часть 1



КАЗАНЬ – 2025 г.

УДК 546
ББК 24.12

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

Рецензенты: доцент кафедры неорганической химии Химического института им. А.М. Бутлерова КФУ, к.х.н., Штырлин В.Г., 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 января 2025 г. протокол № 5

Практикум обсужден, одобрен и рекомендован к печати на заседании методической комиссии агрономического факультета Казанского ГАУ 20 января 2025 г. протокол № 5

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.

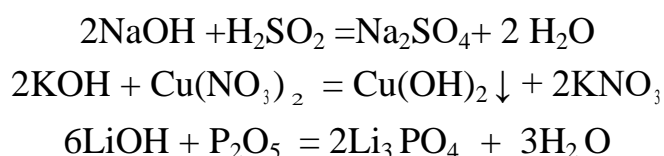
Оксиды – соединения элементов с кислородом, в которых кислород имеет степень окисления – 2. Оксиды делятся на: **солеобразующие** и **несолеобразующие**. Последних довольно мало (CO, NO, N₂O), они не образуют солей ни с кислотами, ни со щелочами. Солеобразующие оксиды делятся на **основные** (их гидраты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

<u>основные</u>	<u>кислотные</u>	<u>амфотерные</u>
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

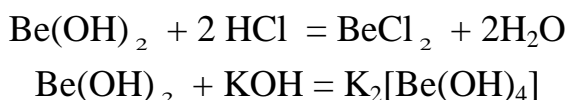
Гидроксиды – электролиты, которые при диссоциации в качестве анионов образуют только гидроксид-ионы.

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).

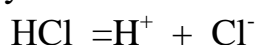
Щелочи – это растворимые в воде гидроксиды (NaOH, KOH, LiOH и др.), (гидроксид аммония NH₄OH не является щелочью). Гидроксиды способны взаимодействовать с кислотными оксидами, а также с кислотами и солями:



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. Fe(OH)₂Cl

1.1.13. Na₂SO₃

1.1.25. HgS

1.1.2. K₂CrO₄

1.1.14. LiOH

1.1.26. P₂O₅

1.1.3. Mg(NO₃)₂

1.1.15. Ag₂O

1.1.27. Ca(H₂PO₄)₂

1.1.4. NaHS

1.1.16.(CuOH)₂CO₃

1.1.28. SO₃

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. Оксид олова (II)	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. Гидроксонитрат 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 сурьмы (III)	

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.

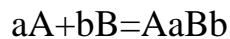
Пример: Вычислить молекулярную массу молекулы серной кислоты (H_2SO_4)

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 дальтонидов выражается простыми формулами с

целочисленными стехиометрическими индексами, например, H_2O , HCl , CH_4 , C_6H_6 . Состав бертоллидов изменяется и не отвечает стехиометрическим отношениям; у бертоллидов дробные стехиометрические индексы. Так, оксид титана(II) TiO в действительности имеет состав с $\text{TiO}_{0,7}$ до $\text{TiO}_{1,3}$ (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 ($T = 273,15 \text{ K}$, $P = 101,325 \text{ кПа}$)

Уравнение Менделеева – Клайперона

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

где P – давление газа, Па; V – его объем, м^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?

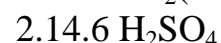
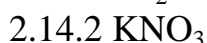
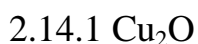
2.10. Сколько граммов меди образуется при восстановлении 8г оксида водородом, если выход реакции составил 82% от теоретического?

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 17°C и давлении 250 кПа оксид углерода (II) массой 84 г?

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



2.14.7 K_2S	2.14.14 $Zn(OH)_2$	2.14.21 $KMnO_4$
2.14.8 $Mg(OH)_2$	2.14.15 H_2SiO_3	2.14.22 $FeSO_4$
2.14.9 SO_3	2.14.16 $AlCl_3$	2.14.23 Cr_2O_3
2.14.10 $CaCO_3$	2.14.17 $Zn(NO_3)_2$	2.14.24 NH_4NO_3
2.14.11 H_2SO_3	2.14.18 CaF_2	2.14.25 $Ni_3(PO_4)_2$
2.14.12 NH_4OH	2.14.19 $Na_2Cr_2O_7$	2.14.26 $NaHCO_3$
2.14.13 P_2O_5	2.14.20 $Na_2S_2O_3$	2.14.27 $Al_2(SO_4)_3$

2.15 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).

2.15.1. $Li_2CO_3 + HCl \rightarrow$	2.15.16. $NH_4Cl + NaOH \rightarrow$
2.15.2. $K_3PO_4 + FeCl_2 \rightarrow$	2.15.17. $Ca_3(PO_4)_2 + ZnCl_2 \rightarrow$
2.15.3. $Li_2O + H_3PO_4 \rightarrow$	2.15.18. $BaO + H_2SO_4 \rightarrow$
2.15.4. $BaSO_4 + H_2SiO_3 \rightarrow$	2.15.19. $Cd(NO_3)_2 + H_2S \rightarrow$
2.15.5. $Be(OH)_2 + NaOH \rightarrow$	2.15.20. $AlCl_3 + Na_2S \rightarrow$
2.15.6. $Al_2(SO_4)_3 + H_3PO_4 \rightarrow$	2.15.21. $H_2SO_4 + Fe(OH)_3 \rightarrow$
2.15.7. $Al_2O_3 + Na_2CO_3 \xrightarrow{t} \rightarrow$	2.15.22. $Al(OH)_3 + CaCl_2 \rightarrow$
2.15.8. $Al_2(SO_4)_3 + KOH \rightarrow$	2.15.23. $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow$
2.15.9. $NaHCO_3 \rightarrow$	2.15.24. $PbO + HCl \rightarrow$
2.15.10. $PbS + KI \rightarrow$	2.15.25. $CuSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow$
2.15.11. $Ca_3(PO_4)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$	2.15.26. $ZnO + KOH \xrightarrow{t} \rightarrow$
2.15.12. $H_2S + AgCl \rightarrow$	2.15.27. $Cd(NO_3)_2 + H_2S \rightarrow$
2.15.13. $Ca_3(PO_4)_2 + NaOH \rightarrow$	2.15.28. $Zn(OH)_2 + KOH \rightarrow$
2.15.14. $H_3PO_4 + KOH \rightarrow$	2.15.29. $CdCl_2 + H_3PO_4 \rightarrow$
2.15.15. $Na_3PO_4 + FeCl_2 \rightarrow$	2.15.30. $CrO + H_2SO_4 \rightarrow$

3. КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

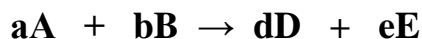
3.1. Химическая кинетика

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 времени (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;

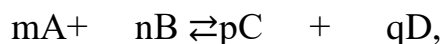
V_1, V_2 – скорости;

γ – коэффициент, варьирующийся от 2 до 4.

3.2. 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

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

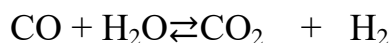
где K_p – константа равновесия.

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

3.1. Начальные концентрации веществ в реакции.

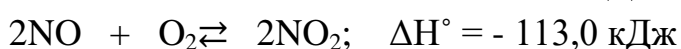
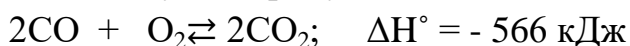


были равны (моль/л): $C_{\text{CO}} = 0,5$, $C_{\text{H}_2\text{O}} = 0,6$, $C_{\text{CO}_2} = 0,4$, $C_{\text{H}_2} = 0,2$.

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

3.2. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость образования NO_2 по реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ возросла в 1000 раз?

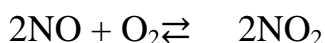
3.3. В какую сторону сместится химическое равновесие в системах:



а) при повышении температуры;

б) при повышении давления?

3.4. 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.

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

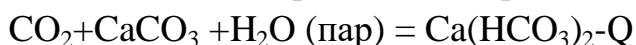
3.6. Рассчитайте во сколько раз изменится скорость прямой реакции при увеличении температуры на 30° , при температурном коэффициенте $\gamma = 2$

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

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

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

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

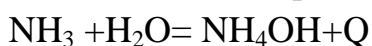


а) температура повышается;

б) давление понижается;

в) концентрация CO_2 увеличивается.

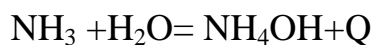
3.11. Предскажите в соответствии с принципом Ле-Шателье направление смещения равновесия при изменении внешних условий:



а) температура повышается;

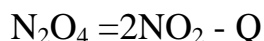
- б) давление понижается;
- в) концентрация CO_2 увеличивается.

3.12. 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.

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



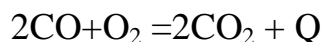
- а) температура повышается;
- б) давление понижается;
- в) концентрация CO_2 увеличивается.

3.14. 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

3.15. 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

4. 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. 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.

Первый закон термодинамики

В изолированной системе тел сумма всех видов энергии системы не может ни увеличиваться, ни уменьшаться; энергия может только переходить из одной формы в другую в строго эквивалентных количествах.

Второй закон термодинамики

Второй закон термодинамики определяет направление и предел самопроизвольного протекания процесса, т.е. выход продуктов.

Процессы самопроизвольно идут от менее вероятного состояния к более вероятному: невероятен переход тепла от холодного тела к горячему, полное превращение хаотического движения частиц в направленное (теплоты в работу) и т.д.

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 $V = \text{const}$.

Полная внутренняя энергия представляет собой весь общий запас энергии системы, слагающийся из энергии поступательного и вращательного движения молекул, колебательного движения атомов, энергии движения электронов и энергии системы как макротела.

Абсолютное значение внутренней энергии вещества современными методами изучить невозможно. 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):

$$\Delta U = \Delta U_2 - \Delta U_1$$

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

Энтальпия (H) равна сумме внутренней энергии и произведению объема на давление (вводится для удобства расчетов)

$$H = U + PV$$

где H – функция состояния.

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:

$$\Delta H = \Delta H_2 - \Delta H_1.$$

Где ΔH_2 – продукты реакции; ΔH_1 – исходные вещества

Для проведения термодимических расчетов вводят специальные понятия - **энтальпия (теплота) образования** 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 ($p=1\text{атм}$; 760 мм.рт.ст ; $101,3\text{ кПа}$; $T=25^\circ\text{C}$; 298 К), называются стандартными, обозначаются как ΔH^0_{298} .

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**.

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

Например: $aA + bB = cC + dD$; ΔH_p

В основе термодимических расчётов реакций лежит

Закон Гесса (1840г):

Если из данных исходных веществ можно получить заданные конечные продукты путём разных реакций (разными путями), то суммарная теплота процесса на одном пути равна суммарной теплоте процесса на другом любом пути перехода от исходных веществ к продуктам.

тепловой эффект реакции (ΔH_p) не зависит от пути его протекания, а определяется только природой и физическим состоянием исходных веществ и конечных продуктов.

Согласно следствию из закона Гесса: *тепловой эффект реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ:*

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

с учётом числа молей всех участвующих в реакции веществ.

Пример 1. Вычислить тепловой эффект реакции:
 $C_2H_5OH_{(ж)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 3H_2O_{(ж)}$; ΔH -?

Решение: В соответствии с законом Гесса тепловой эффект реакции рассчитывается по уравнению: $\Delta H_p = [2\Delta H^0_{обр} CO_{2(г)} + 3\Delta H^0_{обр} H_2O_{(ж)}] - [\Delta H^0_{обр} C_2H_5OH_{(ж)} + 3\Delta H^0_{обр} O_{2(г)}]$.

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

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

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 пропорциональна также массе вещества. Её обычно относят к молю вещества и выражают в Дж/моль К.

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

$$\Delta S_p = \sum S^0_{.прод.} - \sum S^0_{.исх.}$$

Величина S зависит от природы, агрегатного состояния вещества, температуры, давления. Все факторы, способствующие увеличению беспорядка в системе, ведут к увеличению энтропии.

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.

Теплотой (энтальпией) сгорания вещества является тепловой эффект реакции окисления кислородом одного моля данного вещества до $CO_{2(г)}$ и $H_2O_{(ж)}$;

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.

Высшая теплота сгорания - количество теплоты, выделившейся при полном сгорании единицы 1 кг (1 м³) топлива при условии, что продукты сгорания охлаждаются до температуры конденсации содержащихся в них водяных паров.

Низшая теплота сгорания - количество теплоты, которое выделяется при полном сгорании 1 кг топлива при условии, что содержащийся в продуктах сгорания водяной пар не конденсируется.

Удельная теплота сгорания топлива по массе — физическая величина, показывающая, какое количество теплоты выделяется при полном сгорании топлива массой 1 кг.

Удельная теплота сгорания измеряется в Дж/кг или калория/кг (1 Дж = 0,2388459 кал). Для экспериментального измерения этой величины используются методы калориметрии.

Удельную теплоту сгорания топлива по массе определяют по формуле:

$$Q_{\text{уд}} = \frac{Q}{M} \cdot 1000, \text{ где}$$

Q - тепловой эффект,

M - молекулярная масса вещества

Удельная теплота сгорания топлива по объёму — физическая величина, показывающая, какое количество теплоты выделяется при полном сгорании топлива объёмом 1 м³.

Удельная теплота сгорания измеряется в Дж/м³ или калория/м³ (1 Дж = 0,2388459 кал). Удельную теплоту сгорания топлива по объёму определяют по формуле:

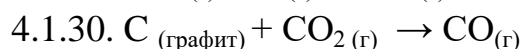
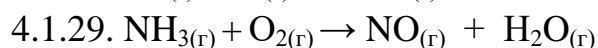
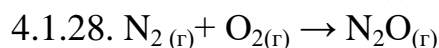
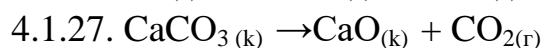
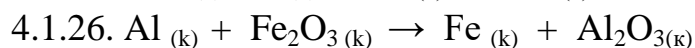
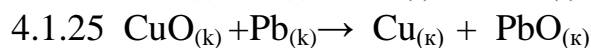
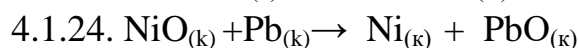
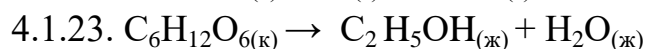
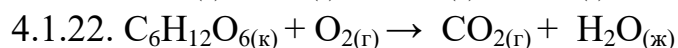
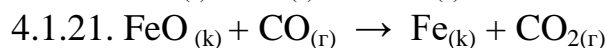
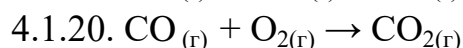
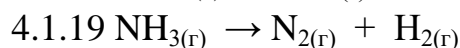
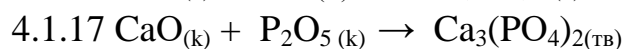
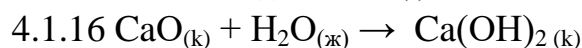
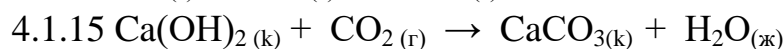
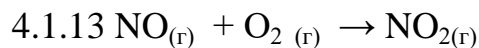
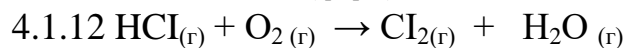
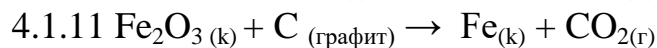
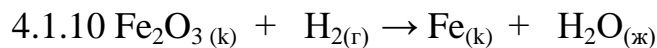
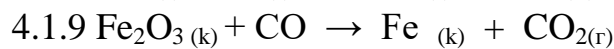
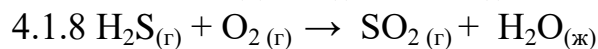
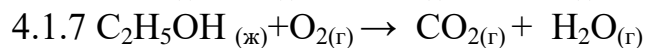
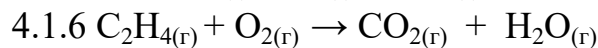
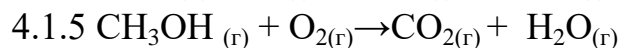
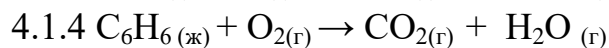
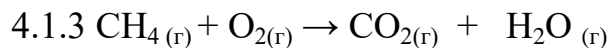
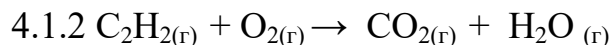
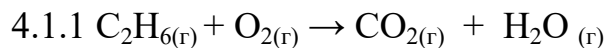
$$Q_{\text{уд}} = \frac{Q}{22,4} \cdot 1000, \text{ где}$$

Q - тепловой эффект,

22,4 – объём 1 моля газа в 1 л (закон Авогадро).

Контрольные вопросы

4.1 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. 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).

5.1. 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.

$$\omega_B = \frac{m_B}{m_{p-ра}}, \quad (a)$$

где m_B - масса растворенного вещества, $m_{p-ра}$ - масса раствора

ω_B – 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. Число молей растворенного вещества, определяется как $\frac{m}{M}$, получим:

$$C_m = \frac{m_B}{M_B} \cdot \frac{1000}{V} \quad (c)$$

где m_B - масса растворенного вещества, в (г); M_B - молярная масса растворенного вещества (г/моль); V – объем раствора (мл).

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

$$C_n = \frac{m_B}{\Xi} \cdot \frac{1000}{V}$$

где Ξ – эквивалентная масса растворенного вещества (см. раздел 2).

Моляльная концентрация – отношение количества растворенного вещества к массе растворителя (L, г)

$$C_M = \frac{m_B}{M_B} \cdot \frac{1000}{L}$$

Контрольные вопросы

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

5.14. Сколько граммов NaOH необходимо взять, для приготовления 0,5 н раствора.

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

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

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

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

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

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

5.21. Найти молярную и нормальную концентрацию 5% -ного раствора LiOH (плотность раствора 1,04 г/мл).

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

5.23. Найти процентную и молярную концентрацию 0,1 нормального раствора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (плотность раствора 1,08 г/мл).

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

5.25. Найти процентную и молярную концентрацию 0,1 нормального раствора CH_3COOH (плотность раствора 1,06 г/мл).

5.2. 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. Осмос и осмотическое давление

Если, например, налить в стакан концентрированный раствор сахарозы, а сверху слой чистой воды, то через некоторое время концентрация молекул сахарозы станет одинаковой во всём объёме раствора. Такое взаимное проникновение молекул называется диффузией.

Иная картина наблюдается, если вода и раствор сахарозы разделяют пористой полупроницаемой перегородкой (мембраной – плёнка коллодия, целлофан, животный пузырь), через который свободно проходят молекулы воды, но не могут проникать молекулы сахарозы.

Давление, которое возникает во 2-м сосуде, называется осмотическим. Такая односторонняя диффузия через полупроницаемую мембрану называется осмосом.



Полупроницаемая мембрана

Закон Вант-Гоффа:

Осмотическое давление разбавленного раствора равно тому газовому давлению, которое производило бы растворимое вещество, если бы оно при той же температуре находилось в газообразном состоянии и занимало объём, равный объёму раствора.

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

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

Контрольные вопросы

5.26. Найдите температуру кипения ($\mathcal{E}_{\text{воды}} = 0,52$), температуру замерзания ($K_{\text{воды}} = 1,86$) и осмотическое давление при температуре 20°C растворов, содержащих:

- 5.26.1 14 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ в 250 г воды;
- 5.26.2 11 г глицерина ($C_3H_8O_3$) в 200 г воды;
- 5.26.3 7 г мочевины ($(NH_2)_2CO$) в 250 г воды;
- 5.26.4 4 г сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 100 г воды;
- 5.26.5 54 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ в 250 г воды;

- 5.26.6 40г гидроксида бария 160 мл воды;
- 5.26.7 16 г сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ и 350 г воды;
- 5.26.8 9 г глицерина $C_3H_5(OH)_3$ в 1 л воды;
- 5.26.9 100 г поваренной соли в 0,5 л воды;
- 5.26.10 250 г. нитрата калия в 1 л воды;
- 5.26.11 360 г. хлорида железа (II) в 2 л воды;
- 5.26.12 58 г сульфата калия в 250 г воды;
- 5.26.13 64 г нитрата алюминия в 450 г воды;
- 5.26.14 34 г сульфата алюминия в 100 г воды;
- 5.26.15 18 г бромид кальция в 100 г. воды;
- 5.26.16 25 г. фторид никеля (II) в 70 г воды;
- 5.26.17 150 г уксусной кислоты в 0,5 л воды;
- 5.26.18 260 г мочевины в 1 л воды;
- 5.26.19 15 г нитрата аммония в 150 г воды;
- 5.26.20 215 г хлорида кальция в 0,5 л воды;
- 5.26.21 35 г нитрата бария в 120 г воды;
- 5.26.22 44 г иодида кобальта (II) в 150 г воды;
- 5.26.23 20 г глицерина в 60 г воды;
- 5.26.24 112 г глюкозы в 0,5 л воды;
- 5.26.25 100 г хлорид аммония в 1 л воды.

6. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

6.1. Электролитическая диссоциация и pH 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 K^+ и анион A^- записывается так:



Водородный показатель pH

В водных растворах кислот всегда присутствуют ионы H^+ , а растворах оснований (щелочей) присутствуют ионы OH^- . Таким образом, вода, являясь весьма слабым электролитом, в очень малой степени диссоциирует на ионы:



Применяя закон действующих масс

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \quad (1)$$

$$[H^+][OH^-] = K \cdot [H_2O] = K_B$$

– константа диссоциации воды при $t^\circ=22^\circ C$, $K = 1,8 \cdot 10^{-16}$

Т.к. вода диссоциирует крайне мало, то в уравнении (1) $[H_2O]$ можно считать величиной постоянной.

$$[H_2O] = \frac{1000}{18}$$

$$[H^+][OH^-] = \frac{1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 1000}{18} = 10^{-14} \text{ моль/л}$$

$[H^+][OH^-]$ - ионное произведение воды:

$$K_B = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ моль/л}$$

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{K_B} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$$

Прологарифмируем обе части уравнения $K_B = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$.

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

$$\lg[H^+] + \lg[OH^-] = \lg 10^{-14}$$

$$-\lg[H^+] - \lg[OH^-] = \lg 10^{-14}$$

Водородный показатель обозначают рН. Через рН обозначают десятичный логарифм от концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком:

$$pH = -\lg[H^+], pOH = -\lg[OH^-]. \text{ В нейтральной среде } pH = pOH = 7$$

Существуют специальные вещества – индикаторы, с помощью которых можно качественно определять среду раствора. Индикаторы меняют цвет в зависимости от кислотности или щелочности растворов. Достаточно добавить 1-2 капли разбавленного водно-спиртового раствора индикатора в исследуемый раствор, чтобы проявилась окраска. Например, индикатор фенолфталеин в щелочных растворах малиновый, а в кислых растворах – бесцветный. Индикатор лакмус дает красное окрашивание в кислой среде, а в щелочной – синее.

Контрольные вопросы

6.0. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих соединений:

- | | |
|--|--|
| 6.0.1. Ba(OH) ₂ , HCl, Na ₂ SO ₄ | 6.0.13. (NH ₄) ₂ SO ₄ , H ₂ S, Cr(OH) ₃ |
| 6.0.2. HNO ₃ , BeSO ₄ , Sn(OH) ₂ | 6.0.14. FeCl ₃ , HBr, Ca(OH) ₂ |
| 6.0.3. NH ₄ OH, Na ₂ CrO ₄ , HBr | 6.0.15. H ₂ SeO ₃ , ZnSO ₄ , NaOH |
| 6.0.4. Ba(NO ₃) ₂ , HMnO ₄ , KOH | 6.0.16. NH ₄ Cl, HNO ₃ , CrCl ₃ |
| 6.0.5. H ₂ SeO ₃ , NaF, Cu(NO ₃) ₂ | 6.0.17. FeSO ₄ , HJ, Ba(OH) ₂ , |
| 6.0.6. Cr(OH) ₃ , MgCl ₂ , H ₂ SO ₄ | 6.0.18. KOH, Na ₃ PO ₄ , HMnO ₄ |
| 6.0.7. H ₃ PO ₄ , ZnCl ₂ , Mg(OH) ₂ | 6.0.19. HClO ₃ , LiOH, K ₂ SO ₃ |
| 6.0.8. BaCl ₂ , H ₂ SO ₃ , Zn(OH) ₂ | 6.0.20. Fe(OH) ₂ , HF, Al ₂ (SO ₄) ₃ |
| 6.0.9. K ₂ SO ₄ , H ₂ CO ₃ , Al(OH) ₃ | 6.0.21. MgSO ₄ , AgOH, (NH ₄) ₂ SO ₃ |
| 6.0.10. H ₂ SiO ₃ , Li ₂ CrO ₄ , Cu(OH) ₂ | 6.0.22. NH ₄ NO ₃ , Sr(OH) ₂ , NiCl ₂ |
| 6.0.11. NaHSO ₃ , H ₃ AsO ₄ , Bi(NO ₃) ₂ | 6.0.23. Bi(OH) ₂ , KMnO ₄ , CuSO ₄ |
| 6.0.12. Cr(OH) ₂ Br, HNO ₂ , Ni(OH) ₂ | 6.0.24. K ₂ Cr ₂ O ₇ , Ba(OH) ₂ , NaHSO ₄ |

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

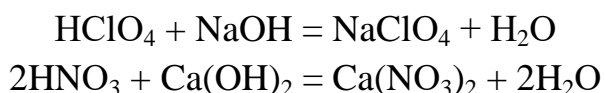
6.1.1. Гидроксида калия и нитрата меди (II)

- 6.1.2. Соляной кислоты и гидроксида бария
- 6.1.3. Сульфата натрия и нитрата бария
- 6.1.4. Хлорида натрия и нитрата серебра
- 6.1.5. Азотной кислоты и гидроксида кальция
- 6.1.6. Соляной кислоты и карбоната калия
- 6.1.7. Хлорида бария и серной кислоты
- 6.1.8. Гидроксида бария и сульфата меди(II)
- 6.1.9. Бромиды калия и нитрата серебра
- 6.1.10. Азотной кислоты и гидроксида кальция
- 6.1.11. Сульфата железа (III) и гидроксида лития
- 6.1.12. Карбоната калия и соляной кислоты
- 6.1.13. Хлорида аммония и гидроксида бария
- 6.1.14. Фосфорной кислоты и гидроксида кальция
- 6.1.15. Серной кислоты и оксида цинка
- 6.1.16. Гидроксида калия и фосфорной кислоты
- 6.1.17. Соляной кислоты и оксида алюминия
- 6.1.18. Гидроксида бария с углекислым газом
- 6.1.19. Аммиака с соляной кислотой
- 6.1.20. Гидроксида цинка с гидроксидом натрия
- 6.1.21. Гидроксида олова с серной кислотой
- 6.1.22. Гидроксида железа ((III) с сернистой кислотой
- 6.1.23. Сульфида железа (II) с сульфатом калия
- 6.1.24. Нитрата аммония с гидроксидом лития
- 6.1.25. Оксида алюминия с серной кислотой

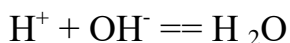
6.2. Обменные реакции в растворах электролитов.

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

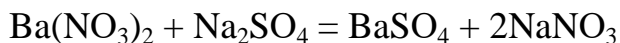
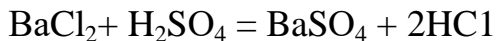


выражаются одним и тем же ионно-молекулярным уравнением

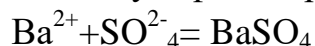


из которого следует, что сущность этих процессов сводится к образованию из ионов водорода и гидроксид-ионов малодиссоциированного электролита – воды.

Аналогично уравнения реакций



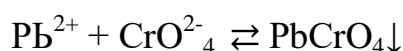
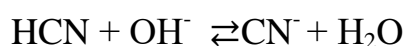
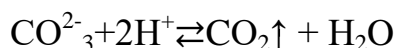
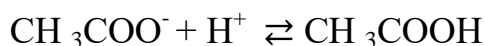
выражают один и тот же процесс образования из ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} осадка малорастворимого электролита – сульфата бария:



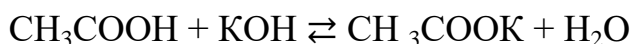
Рассмотренные примеры показывают, что **обменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов, приводящего к образованию малорастворимых веществ (осадка или газов) или молекул слабых электролитов.**

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 .

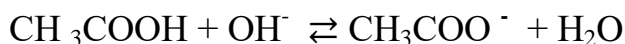
Решение. Поскольку CH_3COOH , HCN и H_2O – слабые электролиты, а CO_2 и PbCrO_4 – малорастворимые в воде вещества, искомые уравнения будут иметь следующий вид:



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:



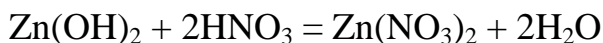
или



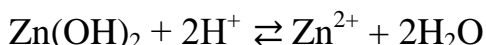
В реакции участвуют два слабых электролита – слабая кислота (CH_3COOH) и вода. При этом равновесие оказывается сильно смещенным в сторону образования более слабого электролита – воды, константа диссоциации которой ($1,8 \cdot 10^{-16}$) значительно меньше константы диссоциации уксусной

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



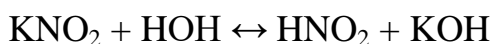
или



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.

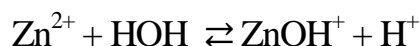
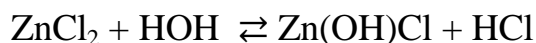
Таким образом, реакции нейтрализации, в которых участвуют слабые кислоты или основания, – обратимы, т.е. могут протекать не только в прямом, но и в обратном направлении. Это означает, что при растворении в воде соли, в состав которой входит анион слабой кислоты или катион слабого основания, протекает процесс *гидролиза* – обменного взаимодействия соли с водой, в результате которого образуется слабая кислота или слабое основание.

1) Соль образована слабой кислотой и сильным основанием (K_2CO_3 , NaF , LiS). Анион связывает H^+ молекулы воды, образуя слабый электролит (кислоту). В результате гидролиза в растворе образуются гидроксид-ионы и он приобретает **щелочную среду ($\text{pH} > 7$)**, например:

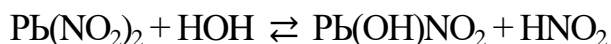


Как видно, в подобных случаях гидролизу подвергается анион соли.

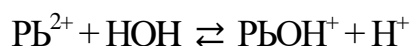
2) Соль образована сильной кислотой и слабым основанием (MgSO_4 , $\text{Fe(NO}_3)_2$, AlBr_3) гидролизу подвергается катион соли; при этом в растворе возрастает концентрация ионов водорода, и он приобретает **кислую среду ($\text{pH} < 7$)**, например:

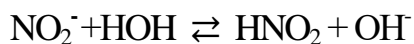


3) Соль, образована слабой кислотой и слабым основанием, гидролизу подвергаются как катион, так и анион соли; например, при гидролизе нитрита свинца



параллельно протекают два процесса:





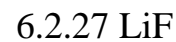
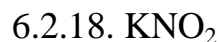
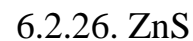
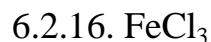
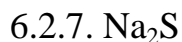
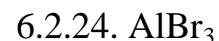
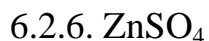
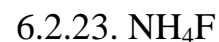
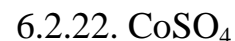
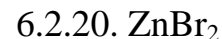
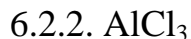
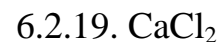
В этом случае реакция раствора зависит от относительной силы кислоты и основания, образующих соль. Если $K_{\text{кисл}} \approx K_{\text{осн}}$, то катион и анион гидролизуются в равной степени и **реакция раствора будет нейтральной**; если $K_{\text{кисл}} \geq K_{\text{осн}}$, то катион соли гидролизуеться 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.

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.

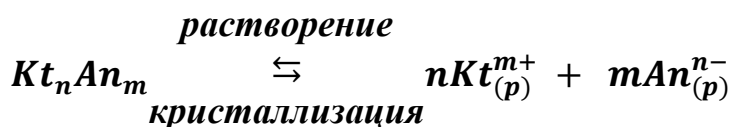
Контрольные вопросы

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



7. 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:

$$K = \frac{a_{Kt}^n \cdot a_{An}^m}{a_{Kt_n An_m}}$$

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

$$K \cdot a_{Kt_n An_m} = a_{Kt}^n \cdot a_{An}^m \quad (a)$$

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

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:

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

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

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

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 $Kt_n An_m$:

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

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

Подставляя выражение (d) и (e) в уравнение (c) получим:

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

Отсюда:

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

Например, для ортофосфата кальция:

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

Контрольные вопросы

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

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

7.3. 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.

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

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

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

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

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

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

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

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

7.12. 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.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

7.22. 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.

7.23. 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.

7.24. 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.

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

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

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

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

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

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

8. 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.

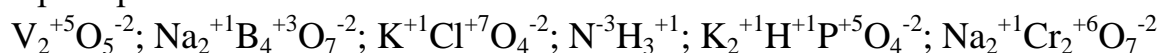
Наиболее электроотрицательные элементы в соединении имеют отрицательные степени окисления, а атомы элементов с меньшей электроотрицательностью – положительные.

Расчет степени окисления

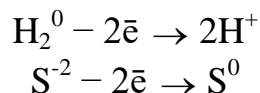
Для вычисления степени окисления элемента следует учитывать следующие положения:

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 $\text{F}_2^{-1}\text{O}^{+2}$ и пероксидов, содержащих группу $-\text{O}-\text{O}-$, в которой степень окисления кислорода -1).
4. Для элементов положительная степень окисления не может превышать величину, равную номеру группы периодической системы.

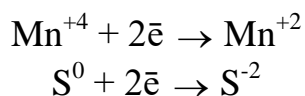
Примеры:



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.

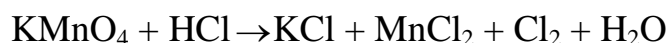
Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Электронный баланс- метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, в котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления.

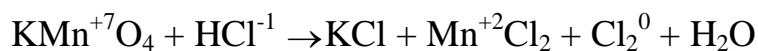
Число электронов, отданное восстановителем равно числу электронов, получаемых окислителем.

Уравнение составляется в несколько стадий:

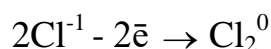
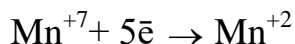
1. Записывают схему реакции:



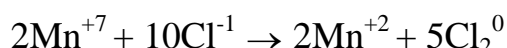
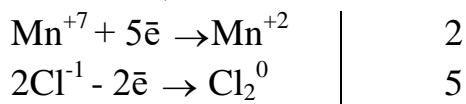
2. Проставляют степени окисления над знаками элементов, которые меняются.



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.

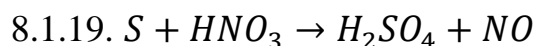
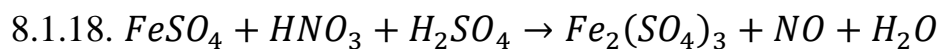
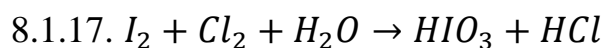
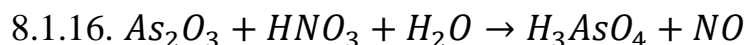
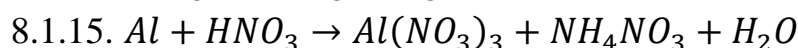
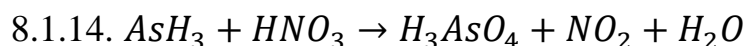
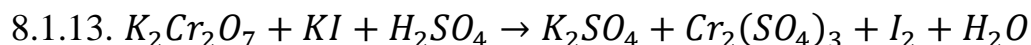
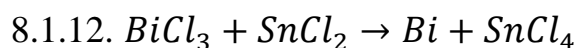
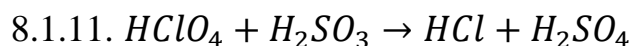
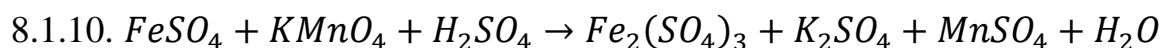
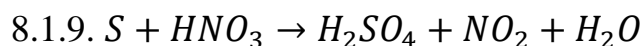
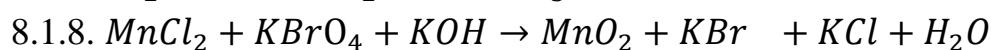
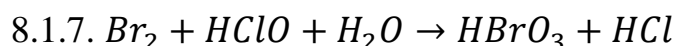
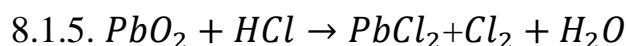
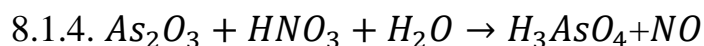
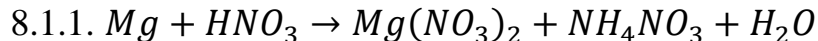


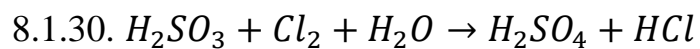
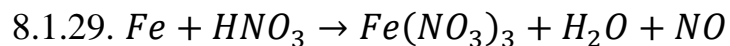
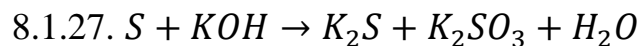
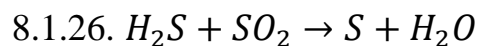
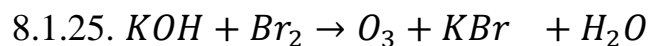
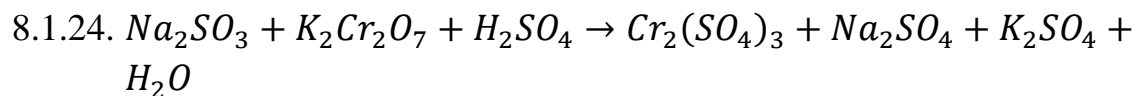
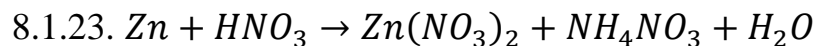
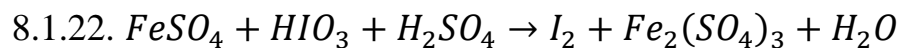
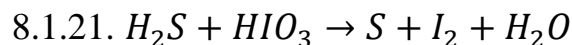
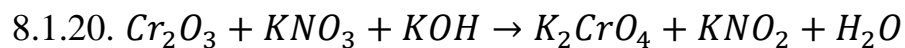
5. Подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции.



Контрольные вопросы

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





9. 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.

9.1. Электродные потенциалы

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

Стандартный электронный потенциал $E^0_{(B)}$ - 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:

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

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 (Приложение 5)

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

9.2. 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.

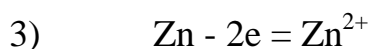
Понятие о гальваническом элементе

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

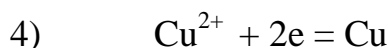
а) Гальванические элементы с мембраной

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 погружён в раствор $ZnSO_4$, происходит окисление атомов Zn в ионы Zn^{2+} .

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

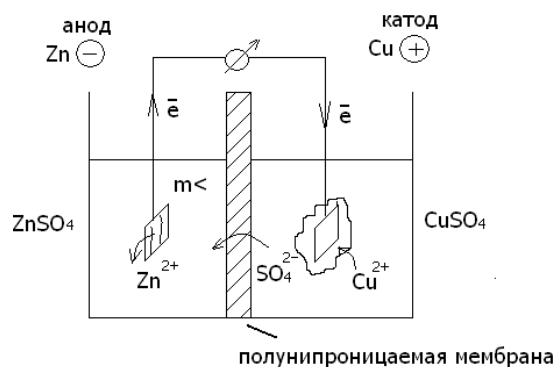
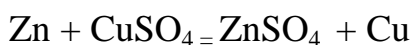
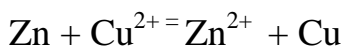
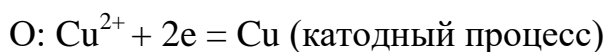
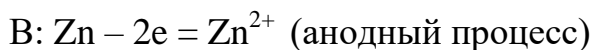


Zn пластина является источником электронов. На медном электроде, погружённом в раствор $CuSO_4$, происходит восстановление ионов Cu^{2+} в атомы, которые осаждаются на электроде:



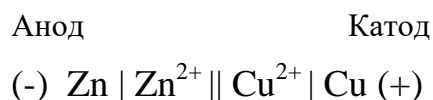
Электрод, на котором осуществляется процесс восстановления, называется **катодом**.

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.

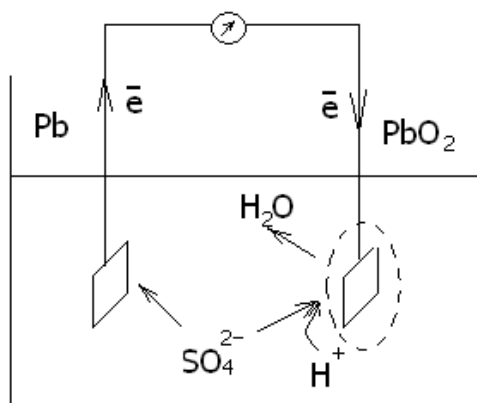
Первичные источники допускают только однократное использование, т.к. вещества, образующиеся при их разряде, не могут быть превращены в исходные активные материалы. Полностью разряженный гальванический элемент, как правило, к дальнейшей работе непригоден, он является необратимым источником энергии.

Вторичные гальванические элементы допускают многократное использование - аккумуляторы.

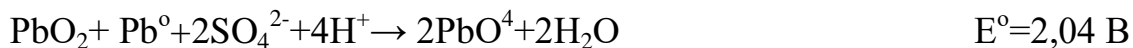
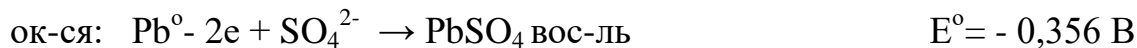
Химические источники тока, в которых химическая энергия преобразуется в электрическую, а затем под действием внешнего источника электрического тока электрическая энергия снова преобразуется в химическую, такие устройства называются аккумуляторами.

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.

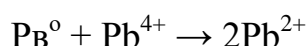
Свинцовый аккумулятор состоит из двух перфорированных (с многочисленными отверстиями) свинцовых пластин, одна из которых после зарядки содержит наполнитель пор – губчатый активный свинец, а другая – «зацементированный» PbO_2 . Обе пластины



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 $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$

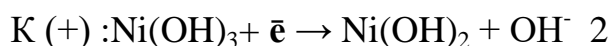
Свинцовые аккумуляторы нельзя делать герметичными, т.к. в процессе подзарядки участвует H_2O и помимо основного процесса происходит побочная реакция – электролиз воды (образуются газы H_2 и O_2).

Щелочные аккумуляторы

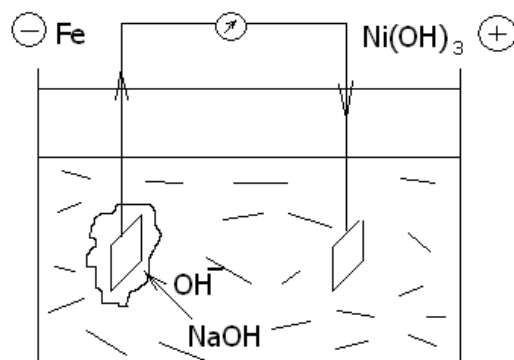
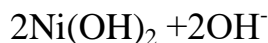
Принцип действия щелочного аккумулятора тот же. Но в качестве электролита используются щелочи.



ль; ок-ся



ок-ль; вос-ся



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

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

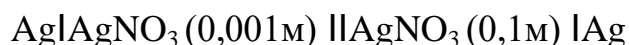
$$\text{ЭДС} = E^{\circ}_{\text{ок}} - E^{\circ}_{\text{вос}} = 0,49 - (-0,88) = 1,97 \text{ В}$$

Значит, процесс протекает в прямом направлении $\text{ЭДС} > 0$

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.

9.3. 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 подвергнувшегося 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 КОН образовалось у катода. Или $56 \cdot 2 = 112, 7$ (56 г/моль – мольная и эквивалентная масса КОН).

Контрольные вопросы

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

- 9.1.1 $\text{Sn} | \text{SnCl}_2 || \text{AgNO}_3 | \text{Ag}; [\text{Sn}^{2+}] = [\text{Ag}^+] = 0,05 \text{ M}$
 9.1.2 $\text{Al} | \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 || \text{CuSO}_4 | \text{Cu}; [\text{Al}^{3+}] = [\text{Cu}^{2+}] = 0,1 \text{ M}$
 9.1.3 $\text{Ni} | \text{NiSO}_4 || \text{PdSO}_4 | \text{Pd}; [\text{Ni}^{2+}] = 0,4 \text{ M}; [\text{Pd}^{2+}] = 0,01 \text{ M}$
 9.1.4 $\text{Zn} | \text{ZnCl}_2 || \text{AgNO}_3 | \text{Ag}; [\text{Zn}^{2+}] = [\text{Ag}^+] = 0,01 \text{ M}$
 9.1.5 $\text{Zn} | \text{ZnCl}_2 || \text{CdCl}_2 | \text{Cd}; [\text{Zn}^{2+}] = 0,01 \text{ M}; [\text{Cd}^{2+}] = 0,04 \text{ M}$
 9.1.6 $\text{Sn} | \text{SnCl}_2 || \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 | \text{Pb}; [\text{Sn}^{2+}] = 0,001 \text{ M}; [\text{Pb}^{2+}] = 0,04 \text{ M}$
 9.1.7 $\text{Zn} | \text{ZnSO}_4 || \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 | \text{Cr}; [\text{Zn}^{2+}] = 0,1 \text{ M}; [\text{Cr}^{3+}] = 0,005 \text{ M}$
 9.1.8 $\text{Zn} | \text{ZnSO}_4 || \text{CuSO}_4 | \text{Cu}; [\text{Zn}^{2+}] = 0,1 \text{ M}; [\text{Cu}^{2+}] = 0,01 \text{ M}$
 9.1.9 $\text{Cd} | \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 || \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 | \text{Hg}; [\text{Cd}^{2+}] = [\text{Hg}^{2+}] = 0,07 \text{ M}$
 9.1.10 $\text{Mg} | \text{MgCl}_2 || \text{FeCl}_2 | \text{Fe}; [\text{Mg}^{2+}] = [\text{Fe}^{2+}] = 0,07 \text{ M}$
 9.1.11 $\text{Mg} | \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 || \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 | \text{Pb}; [\text{Mg}^{2+}] = [\text{Pb}^{2+}] = 0,5 \text{ M}$
 9.1.12 $\text{Co} | \text{CoSO}_4 || \text{NiSO}_4 | \text{Ni}; [\text{Co}^{2+}] = 0,1 \text{ M}; [\text{Ni}^{2+}] = 0,005 \text{ M}$
 9.1.13 $\text{Pb} | \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 || \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 | \text{Cu}; [\text{Pb}^{2+}] = 0,5 \text{ M}; [\text{Cu}^{2+}] = 0,03 \text{ M}$
 9.1.14 $\text{Al} | \text{Al}(\text{NO}_3)_3 || \text{AgNO}_3 | \text{Ag}; [\text{Al}^{3+}] = 2 \text{ M}; [\text{Ag}^+] = 0,001 \text{ M}$
 9.1.15 $\text{Cd} | \text{CdCl}_2 || \text{FeCl}_2 | \text{Fe}; [\text{Cd}^{2+}] = 0,0001 \text{ M}; [\text{Fe}^{2+}] = 0,1 \text{ M}$
 9.1.16 $\text{Fe} | \text{FeSO}_4 || \text{CuSO}_4 | \text{Cu}; [\text{Fe}^{2+}] = [\text{Cu}^{2+}] = 0,5 \text{ M}$
 9.1.17 $\text{Cu} | \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 || \text{AgNO}_3 | \text{Ag}; [\text{Cu}^{2+}] = 0,1 \text{ M}; [\text{Ag}^+] = 0,05 \text{ M}$
 9.1.18 $\text{Ni} | \text{NiCl}_2 || \text{Hg} | \text{H}_2(\text{Pt}); [\text{Ni}^{2+}] = [\text{H}^+] = 0,3 \text{ M}$
 9.1.19 $\text{Fe} | \text{FeCl}_2 || \text{SnCl}_2 | \text{Sn}; [\text{Fe}^{2+}] = 0,1 \text{ M}; [\text{Sn}^{2+}] = 0,3 \text{ M}$
 9.1.20 $\text{Cd} | \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 || \text{AgNO}_3 | \text{Ag}; [\text{Cd}^{2+}] = 0,5 \text{ M}; [\text{Ag}^+] = 0,02 \text{ M}$
 9.1.21 $\text{Fe} | \text{FeCl}_2 || \text{Hg}(\text{NO}_3) | \text{Hg}; [\text{Fe}^{2+}] = [\text{Hg}^{2+}] = 0,05 \text{ M}$
 9.1.22 $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 || \text{NiCl}_2 | \text{Ni}; [\text{Al}^{3+}] = 0,5 \text{ M}; [\text{Ni}^{2+}] = 0,01 \text{ M}$
 9.1.23 $\text{Sn} | \text{SnSO}_4 || \text{PbCl}_2 | \text{Pb}; [\text{Sn}^{2+}] = [\text{Pb}^{2+}] = 0,05 \text{ M}$
 9.1.24 $\text{Be} | \text{BeCl}_2 || \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 | \text{Sn}; [\text{Be}^{2+}] = [\text{Sn}^{2+}] = 0,01 \text{ M}$
 9.1.25 $\text{Mn} | \text{MnSO}_4 || \text{ZnCl}_2 | \text{Zn}; [\text{Mn}^{2+}] = [\text{Zn}^{2+}] = 0,09 \text{ M}$
 9.1.26 $\text{Fe} | \text{FeBr}_3 || \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 | \text{Pb}; [\text{Fe}^{3+}] = 0,01 \text{ M}; [\text{Pb}^{2+}] = 0,5 \text{ M}$
 9.1.27 $\text{Cr} | \text{CrCl}_3 || \text{CdI}_2 | \text{Cd}; [\text{Cr}^{3+}] = 0,8 \text{ M}; [\text{Cd}^{2+}] = 0,5 \text{ M}$
 9.1.28 $\text{Cr} | \text{CrBr}_2 || \text{AgNO}_3 | \text{Ag}; [\text{Cr}^{2+}] = 0,1 \text{ M}; [\text{Ag}^+] = 0,08 \text{ M}$
 9.1.29 $\text{Co} | \text{CoCl}_2 || \text{CuSO}_4 | \text{Cu}; [\text{Co}^{2+}] = [\text{Cu}^{2+}] = 0,06 \text{ M}$
 9.1.30 $\text{Sr} | \text{SrI}_3 || \text{PbCl}_2 | \text{Pb}; [\text{Sr}^{2+}] = [\text{Pb}^{2+}] = 0,07 \text{ M}$

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

9.2.1 $FeCl_2$, $Ni(NO_3)_2$	9.2.11 $NiCl_2$, $MnSO_4$	9.2.21 K_3PO_4 , $FeSO_4$
9.2.2 $CaBr_2$, Na_3PO_4	9.2.12 $MnCl_2$, $Ni(NO_3)_2$	9.2.22 MgF_2 , $CuBr_2$
9.2.3 $SnCl_2$, $Co(NO_3)_2$	9.2.13 $Mg(NO_3)_2$, $Al_2(SO_4)_3$	9.2.23 ZnI_2 , $Mn(NO_3)_2$
9.2.4 $MgSO_4$, $ZnSO_4$	9.2.14 $NiSO_4$, $CoCl_2$	9.2.24 $CoCl_2$, Na_2SO_4
9.2.5 AgF , $Sn(NO_3)_2$	9.2.15 $BiSO_4$, $Ni(NO_3)_2$	9.2.25 K_2SO_4 , CrF_3
9.2.6 $MgCl_2$, $SnCl_2$	9.2.16 $CoCl_2$, $Zn(NO_3)_2$	9.2.26 $Al(NO_3)_3$, NiI_2
9.2.7 $CuSO_4$, $MgSO_4$	9.2.17 $ZnCl_2$, $Cd(NO_3)_2$	9.2.27 SnF , $Ca(NO_3)_2$
9.2.8 $ZnCl_2$, FeF	9.2.18 MgF_2 , $CuCl_2$	9.2.28 $Cd(NO_3)_2$, KBr
9.2.9 $MgCl_2$, $CuSO_4$	9.2.19 CuI , $NaNO_3$	9.2.29 $FeSO_4$, NaF
9.2.10 $CdCl_2$, $Fe(NO_3)_3$	9.2.20 CaI_2 , MnF_2	9.2.30 $MgSO_4$, $FeBr_3$

9.3. 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.

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

9.5. 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.

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

9.7. При электролизе $AgNO_3$ масса серебряного анода уменьшилась на 5,4 г. Сколько кулонов электричества израсходовано на этот процесс?

9.8. При электролизе водного раствора КОН на катоде выделилось 5,6 л водорода (условия нормальные). Сколько кислорода выделилось на аноде?

9.9. При электролизе водного раствора хлорида олова на аноде выделилось 8,96 л хлора (условия нормальные). Сколько олова выделилось на катоде?

9.10. Найти объем водорода при электролизе водного раствора серной кислоты. Электролиз проводили при силе тока 6А в течение 45 мин. (условия нормальные).

9.11. При электролизе водного раствора хлорида меди (II) на аноде выделилось 17,92 л хлора (условия нормальные). Сколько меди выделилось на катоде?

9.12. Найти объем кислорода при электролизе водного раствора сульфата натрия. Электролиз проводили при силе тока 10А в течение 2 часов (условия нормальные).

9.13. Найти объем водорода при электролизе водного раствора сульфата натрия. Электролиз проводили при силе тока 6А в течение 30 мин. (условия нормальные).

9.14. При электролизе водного раствора нитрата серебра на аноде выделилось 2,8 л кислорода (условия нормальные). Сколько серебра выделилось на катоде?

9.15. При электролизе водного раствора хлорида меди (II) масса катода увеличилась на 6,4 г (условия нормальные). Сколько хлора выделилось на аноде?

9.16. При электролизе водного раствора сульфата натрия на аноде выделилось 5,6 л кислорода. Сколько водорода выделилось на катоде?

9.17. 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?

9.18. При электролизе водного раствора хлорида меди (II) масса катода увеличилась на 6,4 г (условия нормальные). Сколько хлора выделилось на аноде?

9.19. При электролизе водного раствора нитрата серебра масса катода увеличилась на 10,6 г (условия нормальные). Сколько кислорода выделилось на аноде?

9.20. При электролизе водного раствора хлорида олова (II) масса катода увеличилась на 15,8 г (условия нормальные). Сколько хлора выделилось на аноде?

10. 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: $E^0_{Fe^{2+}/Fe^0} = -0,44В$, $E^0_{Cu^{2+}/Cu^0} = +0,34В$.

$E^0_{Fe^{2+}/Fe^0} < E^0_{Cu^{2+}/Cu^0}$, 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: $E^0_{Me^{n+}/Me^0} < E^0_{2H^+/H_2^0}$ ($E^0_{2H^+/H_2^0} = 0$).

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:

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

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:



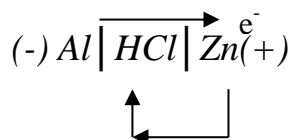
2) Укажем окислитель. Среда кислая, поэтому окислителем (деполяризатором) является ион водорода H^+ . Следовательно, в этой схеме будет протекать электрохимическая коррозия с водородной деполяризацией.

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

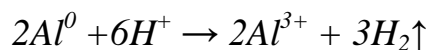
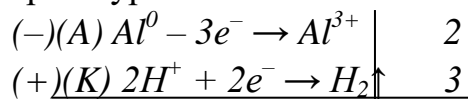
$$E_{Al^{3+}/Al}^0 = -1,6 \text{ В} < E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,77 \text{ В},$$

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: $2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow$

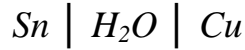
7) Запишем вывод: при коррозии алюминия, находящегося в контакте с цинком, окисляется алюминий. Продуктом его коррозии является соль – хлорид алюминия. На цинковом катоде выделяется водород.

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:



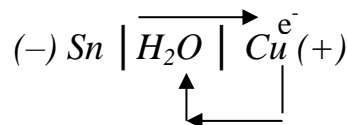
2) Укажем окислитель. Вода – это нейтральная среда, поэтому окислителем (деполяризатором) является кислород – O_2 . Следовательно, в этой схеме будет протекать электрохимическая коррозия с кислородной деполяризацией.

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

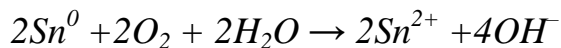
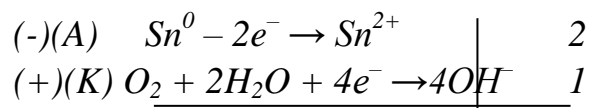
$$E_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,14 \text{ В} < E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В}.$$

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:



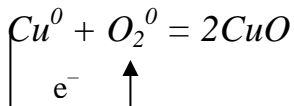
6) Составим молекулярное уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей при коррозии: $2\text{Sn}^0 + 2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Sn}(\text{OH})_2$

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

10.1. 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?

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

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

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

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

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

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

10.8. 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?

10.9. 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?

10.10. 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?

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

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

10.13. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для висмута

роль анодного покрытия: Pt, Al, Ag, Cr?

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

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

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

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

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

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

10.20. 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 техники 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.

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

4. 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.

5. В лаборатории категорически запрещается принимать пищу.

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 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.

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. В лаборатории необходимо соблюдать тишину и дисциплину.

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

Все лабораторные работы проводятся под контролем преподавателя или лаборанта.

Лабораторная работа №1

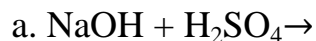
Ионные реакции. Условия необратимости ионных реакций

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:

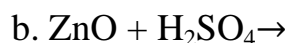
1. слабый электролит (вода, слабая кислота или основание)
2. труднорастворимое вещество (осадок)
3. газообразное вещество

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 серной кислоты.

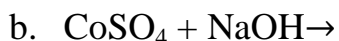
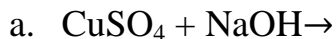
Окраска раствора в пробирке становится сначала розовой, а затем бесцветной.



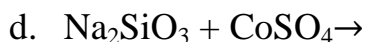
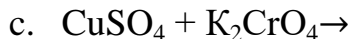
В пустую пробирку насыпают небольшое количество оксида цинка ZnO, затем в пробирку по каплям добавляют раствор серной кислоты.

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).

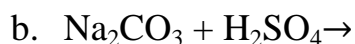
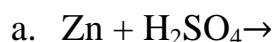


В пробирках смешать растворы солей, указанных в реакции ($V=3-5$ мл).

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 серную кислоту. Наблюдают выделение газа.

Отметить цвет исходных солей и образующихся растворов.

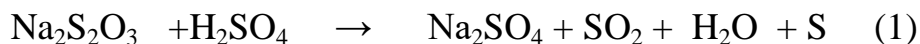
Дописать реакции в молекулярном и ионной форме.

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 – 8 мл, во вторую – 10 мл и третью – 12 мл. После этого в первую пробирку добавьте 4 мл, а во вторую – 2 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	8	4	5	17		
2	10	2	5	17		
3	12	0	5	17		

Какой вывод можно сделать из полученных данных?

2. Влияние температуры на скорость реакции

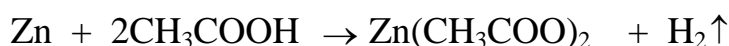
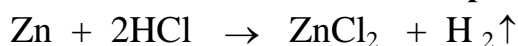
Определите влияние температуры на скорость реакции взаимодействия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с H_2SO_4 . Отметьте время появления серы в пробирках. Полученные данные запишите в таблицу.

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.	10	2	5		
2	40	10	2	5		
3	50	10	2	5		

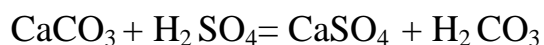
Какие выводы можно сделать относительно влияния температуры на скорость реакции из полученных результатов?

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

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

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

Приготовить раствор.

С помощью ареометра измерить плотность раствора.

Рассчитать молярную концентрацию раствора. Заполнить таблицу.

Таблица 3

Масса раствора (m_p), г	Масса вещества, (m_B), 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
	Метилоранж	Фенолфталеин	
Na ₂ CO ₃			
CrCl ₃			
Na ₂ SiO ₃			
NaCl			

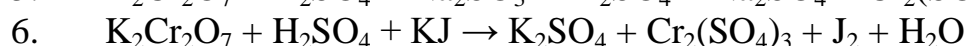
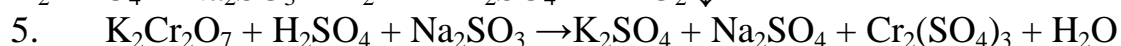
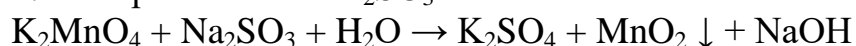
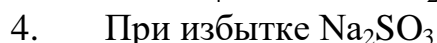
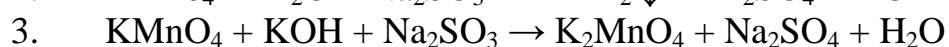
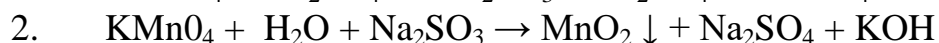
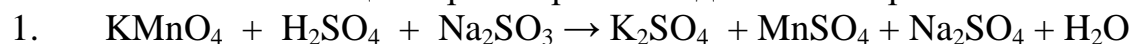
Лабораторная работа №5

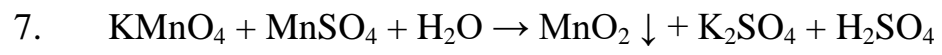
Окислительно – восстановительные реакции

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

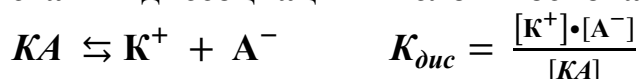
Формулы удобрений

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

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

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

Константы диссоциации кислот и оснований

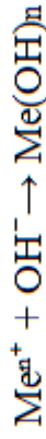
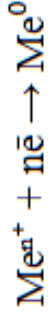


Соединение	Формула	K _{дис}
Азотистая	HNO ₂	$5,1 \cdot 10^{-4}$
Сернистая	H ₂ SO ₃	$1,3 \cdot 10^{-2}$ (K ₁) $6,3 \cdot 10^{-8}$ (K ₂)
Сероводородная	H ₂ S	$8,9 \cdot 10^{-8}$ $1,3 \cdot 10^{-13}$
Синильная	HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$
Уксусная	CH ₃ COOH	$1,7 \cdot 10^{-5}$
Щавелевая	H ₂ C ₂ O ₄	$5,6 \cdot 10^{-2}$ (K ₁) $5,1 \cdot 10^{-5}$ (K ₂)
Гидроксид аммония	NH ₄ OH	$6,3 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид бария	Ba(OH) ₂	$2,3 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид кальция	Ca(OH) ₂	$4,3 \cdot 10^{-2}$ (K ₂)
Гидроксид магния	Mg(OH) ₂	$2,5 \cdot 10^{-3}$ (K ₂)

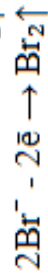
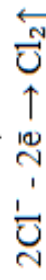
Таблица стандартных электродных потенциалов металлов

Электрод	Электродная реакция	Потенциалы E° , В	Электрод	Электродная реакция	Потенциалы E° , В
Sr / Sr ²⁺	Sr ²⁺ + 2e ⁻ = Sr	-2,888	Co / Co ²⁺	Co ²⁺ + 2e ⁻ = Co	-0,277
Mg / Mg ²⁺	Mg ²⁺ + 2e ⁻ = Mg	-2,363	Ni / Ni ²⁺	Ni ²⁺ + 2e ⁻ = Ni	-0,250
Be / Be ²⁺	Be ²⁺ + 2e ⁻ = Be	-1,847	Sn / Sn ²⁺	Sn ²⁺ + 2e ⁻ = Sn	-0,136
Al / Al ³⁺	Al ³⁺ + 3e ⁻ = Al	-1,660	Pb / Pb ²⁺	Pb ²⁺ + 2e ⁻ = Pb	-0,126
Mn / Mn ²⁺	Mn ²⁺ + 2e ⁻ = Mn	-1,179	Cu / Cu ²⁺	Cu ²⁺ + 2e ⁻ = Cu	+0,337
Cr / Cr ²⁺	Cr ²⁺ + 2e ⁻ = Cr	-0,913	Hg / Hg ⁺	Hg ⁺ + 1e ⁻ = Hg	+0,788
Zn / Zn ²⁺	Zn ²⁺ + 2e ⁻ = Zn	-0,760	Ag / Ag ⁺	Ag ⁺ + e ⁻ = Ag	+0,799
Fe / Fe ²⁺	Fe ²⁺ + 2e ⁻ = Fe	-0,440	Pd / Pd ²⁺	Pd ²⁺ + 2e ⁻ = Pd	+0,987
Cd / Cd ²⁺	Cd ²⁺ + 2e ⁻ = Cd	-0,400			

Катодные процессы в водных растворах



Анодные процессы в водных растворах



O_2 + кислота



Таблица десятичных логарифмов некоторых чисел

1	0
2	0,301029996
3	0,477121255
4	0,602059991
5	0,698970004
6	0,77815125
7	0,84509804
8	0,903089987
9	0,954242509
10	1
100	2
1000	3
10000	4
100000	5

Стандартные энтальпии, энтропии и энергии Гиббса для некоторых веществ

Вещество	Состояние	ΔH_j^0 , кДж/моль	ΔS_j^0 , Дж/(мольК)	ΔG_j^0 , кДж/моль
FeO	<i>K</i>	-264,85	60,75	-244,30
Fe ₂ O ₃	<i>K</i>	-822,16	87,45	-740,34
CO	<i>Г</i>	-110,52	197,91	-137,27
CO ₂	<i>Г</i>	-393,51	213,65	-394,38
H ₂ O	<i>Г</i>	-238,94	188,72	-228,61
H ₂ O	<i>Ж</i>	-285,83	70,08	-237,25
Al ₂ O ₃	<i>K</i>	-1665,66	50,92	-1582,27
C ₂ H ₅ OH	<i>Г</i>	-234,60	282,42	-168,07
C ₂ H ₅ OH	<i>Ж</i>	-276,94	161,00	-174,21
CH ₃ OH	<i>Г</i>	-201,17	239,73	-163,33
C ₂ H ₆	<i>Г</i>	-84,73	229,49	-17,49
C ₂ H ₄	<i>Г</i>	52,47	219,28	68,34
C ₂ H ₂	<i>Г</i>	227,40	200,82	209,20
C ₆ H ₆	<i>Г</i>	82,93	269,20	129,70

Вещество	Состояние	ΔH_j^0 , кДж/моль	ΔS_j^0 , Дж/(мольК)	ΔG_j^0 , кДж/моль
H ₂	<i>Г</i>	0	130,59	0
O ₂	<i>Г</i>	0	205,03	0
N ₂	<i>Г</i>	0	191,49	0
Fe	<i>К</i>	0	27,32	0
CaCO ₃	<i>К</i>	-1206,60	91,71	-1128,75
CaO	<i>К</i>	-635,09	38,10	-604,20
Ca(OH) ₂	<i>К</i>	-986,5	83,40	-898,49
MgCO ₃	<i>К</i>	-1096,00	65,09	-1012,1
MgO	<i>К</i>	-601,50	26,95	-568,4
HCl	<i>Г</i>	-92,31	186,68	-95,20
NO	<i>Г</i>	90,37	210,2	86,69
NO ₂	<i>Г</i>	33,18	240,46	51,84
N ₂ O	<i>Г</i>	82,05	219,88	104,20
NH ₃	<i>Г</i>	-46,19	192,50	-16,45
H ₂ S	<i>Г</i>	-20,63	205,64	-33,56
Cl ₂	<i>Г</i>	0	222,95	0
PbO	<i>К</i>	-218,60	67,84	45,81
CuO	<i>К</i>	-162,00	42,74	-129,70
Pb	<i>К</i>	0	64,8	0
C	<i>графит</i>	0	5,69	0
C ₆ H ₁₂ O ₆	<i>К</i>	-1273,3	213,8	-918,7
Cu	<i>К</i>	0	33,15	0
Ni	<i>К</i>	0	91,22	0
NiO	<i>К</i>	-239,74	39,7	-240
P ₂ O ₅	<i>К</i>	-2984	228,9	-2697,6
Al	<i>К</i>	0	28,3	0

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>].

СОДЕРЖАНИЕ

	стр.
1. Основные классы неорганических соединений	3
2. Основные понятия и законы химии	5
3. Кинетика и равновесие химических реакций	9
3.1. Химическая кинетика	9
3.2. Химическое равновесие	10
4. Химическая термодинамика	12
5. Растворы	18
5.1 Способы выражения концентраций растворов	18
5.2. Коллигативные свойства растворов	20
6. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей	22
6.1. Электролитическая диссоциация и рН растворов	22
6.2. Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей	25
7. Произведение растворимости и растворимость малорастворимых солей и оснований	28
8. Окислительно – восстановительные реакции	32
9. Электрохимия	35
9.1. Электродные потенциалы	36
9.2. Химические источники тока	37
9.3. Электролиз	41
10. Коррозия металлов	44
Порядок работы в химической лаборатории	49
Правила техники безопасности при работе студентов в химической лаборатории	49
Правила пользования реактивами и посудой	49
Лабораторные работы	50
Приложения	54
Литература	60

Период	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В											
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
I	(H)						H ¹ Водород 1,00797	He ² Гелий 4,0026	Обозначение элемента Li ³ Литий 6,939 Относительная атомная масса			
II	Li ³ Литий 6,939	Be ⁴ Бериллий 9,0122	B ⁵ Бор 10,811	C ⁶ Углерод 12,01115	N ⁷ Азот 14,0067	O ⁸ Кислород 15,9994	F ⁹ Фтор 18,9984	Ne ¹⁰ Неон 20,179				
III	Na ¹¹ Натрий 22,9898	Mg ¹² Магний 24,305	Al ¹³ Алюминий 26,9815	Si ¹⁴ Кремний 28,086	P ¹⁵ Фосфор 30,9738	S ¹⁶ Сера 32,064	Cl ¹⁷ Хлор 35,453	Ar ¹⁸ Аргон 39,948				
IV	K ¹⁹ Калий 39,102	Ca ²⁰ Кальций 40,08	Sc ²¹ Скандий 44,956	Ti ²² Титан 47,90	V ²³ Ванадий 50,942	Cr ²⁴ Хром 51,996	Mn ²⁵ Марганец 54,9380	Fe ²⁶ Железо 55,847	Co ²⁷ Кобальт 58,9330	Ni ²⁸ Никель 58,71		
	Cu ²⁹ Медь 63,546	Zn ³⁰ Цинк 65,37	Ga ³¹ Галлий 69,72	Ge ³² Германий 72,59	As ³³ Мышьяк 74,9216	Se ³⁴ Селен 78,96	Br ³⁵ Бром 79,904	Kr ³⁶ Криптон 83,80				
V	Rb ³⁷ Рубидий 85,47	Sr ³⁸ Стронций 87,62	Y ³⁹ Иттрий 88,905	Zr ⁴⁰ Цирконий 91,22	Nb ⁴¹ Нисбий 92,906	Mo ⁴² Молибден 95,94	Tc ⁴³ Технеций [99]	Ru ⁴⁴ Рутений 101,07	Rh ⁴⁵ Родий 102,905	Pd ⁴⁶ Палладий 106,4		
	Ag ⁴⁷ Серебро 107,868	Cd ⁴⁸ Кадмий 112,40	In ⁴⁹ Индий 114,82	Sn ⁵⁰ Олово 118,69	Sb ⁵¹ Сурьма 121,75	Te ⁵² Теллур 127,60	I ⁵³ Иод 126,9044	Xe ⁵⁴ Ксенон 131,30				
VI	Cs ⁵⁵ Цезий 132,905	Ba ⁵⁶ Барий 137,34	La* ⁵⁷ Лантан 138,91	Hf ⁷² Гафний 178,49	Ta ⁷³ Тантал 180,948	W ⁷⁴ Вольфрам 183,85	Re ⁷⁵ Рений 186,2	Os ⁷⁶ Осмий 190,2	Ir ⁷⁷ Иридий 192,2	Pt ⁷⁸ Платина 195,09		
	Au ⁷⁹ Золото 196,967	Hg ⁸⁰ Ртуть 200,59	Tl ⁸¹ Таллий 204,37	Pb ⁸² Свинец 207,19	Bi ⁸³ Висмут 208,980	Po ⁸⁴ Полоний [210]*	At ⁸⁵ Астат [210]	Rn ⁸⁶ Радон [222]				
VII	Fr ⁸⁷ Франций [223]	Ra ⁸⁸ Радий [226]	Ac** ⁸⁹ Актиний [227]	Rf ¹⁰⁴ Резерфордий [261]	Db ¹⁰⁵ Дубний [262]	Sg ¹⁰⁶ Сиборгий [263]	Bh ¹⁰⁷ Борий [262]	Hs ¹⁰⁸ Хассий [265]	Mt ¹⁰⁹ Мейтнерий [266]	110		
Лантаноиды	Ce ⁵⁸ Церий 140,12	Pr ⁵⁹ Прозеродим 140,907	Nd ⁶⁰ Неодим 144,24	Sm ⁶² Самарий 150,35	Gd ⁶⁴ Гадолиний 157,25	Tb ⁶⁵ Тербий 158,924	Dy ⁶⁶ Диспрозий 162,50	Ho ⁶⁷ Гольмий 164,930	Er ⁶⁸ Эрбий 167,26	Tm ⁶⁹ Тулий 168,934	Yb ⁷⁰ Иттербий 173,04	Lu ⁷¹ Лютеций 174,97
Актиниды	Th ⁹⁰ Торий 232,038	Pa ⁹¹ Протактиний [231]	U ⁹² Уран 238,03	Am ⁹⁵ Америций [243]	Cm ⁹⁶ Кюрий [247]	Bk ⁹⁷ Берклий [247]	Cf ⁹⁸ Калифорний [252]*	Es ⁹⁹ Эйнштейний [254]	Fm ¹⁰⁰ Фермий [257]	Md ¹⁰¹ Менделевий [257]	No ¹⁰² Нобелий [255]	Lr ¹⁰³ Лоуренсий [256]

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ																					
	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	H
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	H	P	P	-	H	H	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	M	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	M	M	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	H	H	H	M	M	?
S ²⁻	P	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H
HS ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	-	H	?	?	M	H	H	H	?	?	?
HSO ₃ ⁻	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	M	-	H	H	P	P
HSO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	M	?	?	?	?	?
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO ₄ ²⁻	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	H	?	?	?	?	M	H	?
H ₂ PO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	P	P	P	?	?	-	?	?
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	-	H	H	H	H	H	H	?	H
HCO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	P	?	?
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P	P	P	-	P
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	H	H	?	?	?	H	?	?
MnO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
Cr ₂ O ₇ ²⁻	P	P	P	P	P	M	P	?	H	?	?	?	?	?	?	H	H	M	?	?	?
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	H	?	?	?	?	H	H	H	H	H	H	H	H
ClO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	P	P	?	?	?
ClO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

«P» – растворяется (> 1 г на 100 г H₂O);
 «H» – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г воды); «M» – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O)
 «?» – нет достоверных сведений о существовании соединений «<->» – в водной среде разлагается

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H₂) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au

↑
активность металлов уменьшается

