МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА

РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное образовательное учреждение

высшего профессионального образования

«Казанский государственный аграрный университет»

Кафедра общей химии

**ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ**

**Часть 1**

Для студентов института механизации и технического сервиса

и факультета лесного хозяйства и экологии

КАЗАНЬ – 2012 год

УДК 547

ББК 24.2

Г 77

Составители: доцент, к.х.н. Халиуллина З.М.

ст. преподаватель, к.х.н. Шаймарданова А.А.

проф., д.вет.н., Фаизов Т.Х.

Ахметзянова Р.Р.

Рецензенты: доцент кафедры пищевой биотехнологии КГТУ, к.х.н. Ржечицкая Л.Э.

доцент кафедры агрохимии Казанского ГАУ, к.с./х.н. Муртазина С.Г.

Практическое пособие утверждено и рекомендовано к печати на заседании кафедры общей химии Казанского ГАУ 9 марта 2011 года

Практическое пособие обсуждено, одобрено и рекомендовано к печати на заседании методической комиссии агрономического факультета Казанского ГАУ 14 марта 2011г. протокол № 8

Методические указания предназначены для студентов 1 курса института механизации и технического сервиса и факультета лесного хозяйства и экологии

Содержат основные разделы неорганической химии. С целью закрепления пройденного материала приведены контрольные вопросы.

УДК 547

ББК 24.2

Г 77

© Казанский государственный аграрный университет, 2012 г.

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 (СО, NO, N2O), они не образуют солей ни с кислотами, ни со щелочами. Солеобразующие оксиды делятся на **основные**(их гидраты – основания), **кислотные** (их гидраты – кислоты), **амфотерные** (их гидраты проявляют свойства как кислот, так и оснований).

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **основные** | **кислотные** | **амфотерные** |
| K2O, Na2O, Li2O, CaO, MgO, Ag2O, BaO | N2O5 , SO3 , SO2, P2O5, Mn2O7, CO2 | Al2O3, Cr2O3, 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.), а также гидроксид аммония (NH4OH). Гидроксиды способны взаимодействовать с кислотными оксидами, а также с кислотами и солями:

2 NaOH +H2SO2 = Na2SО4 + 2 H2O

2 KOH + Cu(NO) = Cu(OH)2 ↓ + 2 KNO

6 LiOH + P2O5  = 2 Li3 PO4  + 3 H2 O

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

Be(OH) + 2 HCl = BeCl + 2H2O

Be(OH) + KOH = K2[Be(OH)4]

**Кислоты** – электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода Н+  (точнее ионы гидроксония Н3О+):

НCl = H+ + Cl-

**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)

НNO - азотная (кислородосодержащая, одноосновная, сильная)

Н2SiO - кремневая (кислородосодержащая, двухосновная, слабая)

Н2СO - угольная (кислородосодержащая, двухосновная, слабая)

Кислоты при электролитической диссоциации образуют в водном растворе ионы Н,основания - ОН.

**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, ВаСl2 – хлорид бария, СаSO- сульфат кальция, NaРО - фосфат натрия, KNO - 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, Са(Н2РО4)2 - дигидрофосфат кальция, КНSO4 - гидросульфат калия.

Названия кислых солей образуют, добавляя к названию аниона приставку **гидро-** если необходимо, то с соответствующим числительным): KH2PO4 – 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, (СuОН)2СО3 – гидроксокарбонат меди, АlОН(NО3)2 – гидроксонитрат алюминия, FeOHCl – гидроксохлорид железа (II) .

**Контрольные вопросы**

* 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. Be(OH)2 | 1.1.17. HMnO4 | 1.1.29. SnSO4 |
| 1.1.6. Na2SO4 | 1.1.18. Sr(OH)2 | 1.1.30. HNO2 |
| 1.1.7. KH2PO4 | 1.1.19. Sb2O3 | 1.1.31. HF |
| 1.1.8. NH4OH | 1.1.20. Pb(NO3)2 | 1.1.32. K2ZnO2 |
| 1.1.9. Na2Cr2O7 | 1.1.21. ZnSiO3 | 1.1.33. Mg3(PO4)2 |
| 1.1.10. Sb2O3 | 1.1.22. H3PO4 | 1.1.34. CuSO4 |
| 1.1.11. MgOHCl | 1.1.23. KHSO3 | 1.1.35. Fe (OH)3 |
| 1.1.12. Ba(NO3)2 | 1.1.24. MgF2 | 1.1.36. NiOHSiO3 |

* 1. Напишите формулы следующих соединений:

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

1. **Основные понятия и законы химии**

Основой химии является атомно-молекулярное учение. Основные положения атомно-молекулярной теории:

**1**.Все вещества состоят из молекул, атомов или ионов. **Молекула** – это наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

**2.** Молекулы находятся в постоянном хаотическом движении, называемом тепловым и с повышением температуры скорость движения молекул увеличивается.

**3**. Молекулы различных веществ отличаются друг от друга массой, размерами, составом, строением и химическими свойствами.

**4**.Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов

( Fe, Si, H2 , F2 , N2), молекулы сложных веществ – из различных атомов(CO2, C6H6, NaCI) . Простые вещества – гомосоединения, сложные – гетеросоединения в агрегатном состоянии устойчивом при стандартных условиях .

**5**.**Атомом** называется наименьшая частица химического элемента.

**Химический элемент** – совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра и электронной оболочкой.

В настоящее время известно около 120 элементов, из них в природе существует 88, а остальные получены искусственным путем. Число существующих простых веществ около 400, больше числа элементов, что объясняется явлением аллотропии.

**Аллотропия** – явление образования нескольких простых веществ одним элементом. Простые вещества, образованные одним и тем же элементом называются **аллотропными видоизменениями** (модификациями). Они могут отличаться составом молекул О2 – кислород, О3 – озон или структурой – алмаз, графит, карбин.

**6.** **Ионами** называются заряженные частицы, состоящие из отдельных атомов или групп химически связанных атомов, имеющих избыток или недостаток электронов. Для атомов элементов–металлов характерно образование положительно заряженных ионов т.е. катионов.

**Na0  – 1e- = Na+**

Для атомов элементов-неметаллов характерно образование отрицательно заряженных ионов т.е. анионов.

**Cl0 + 1e- = Cl-**

**Атом** – это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного атомного ядра и отрицательно заряженных электронов (суммарный заряд которых равен нулю).

Массы атомов химических элементов чрезвычайно малы–от 1,674 ∙ 10-27 до 4,27∙10-25кг

m (H ) = 1,67 ∙ 10-27 кг

m (O) = 2,66 ∙ 10-26 кг

m (C) = 1,993 ∙ 10-26 кг

В химии пользуются не их абсолютными значениями масс (mа), а относительными (Аr, где r означает «относительный» - от английского relative).

**Относительной атомной массой** химического элемента называется отношение массы его атома к 1/12 массы изотопа углерода – 12С.

1/12 массы атома изотопа  принята за атомную единицу массы (а. е. м.).

**1а.е.м. = 1/12mа(С) = 1,993 ∙ 10-26/12 =1,667х10-27кг**

В соответствии с этим:

**ma(H) 1,674 ∙ 10-27 кг**

**Ar (Н) = ———— = —————— = 1,0079**

**1/12ma(C) 1,667 ∙ 10-27 кг**

Относительная атомная масса – величина безразмерная.

ma(O) 2,66 ∙ 10-26

Аr (О) = ————— = ———— = 15,999

1/12ma(C) 1,667 ∙ 10-27

Относительная атомная масса показывает во сколько раз масса атома данного элемента больше 1/12 массы изотопа углерода. 12С. Например, относительная масса железа равна 56. Это означает, что атом железа 56Fе в 56 раз тяжелее 1/12 массы атома углерода.

Единицей измерения количества вещества является Моль.

**Моль** – это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов, эквивалентов и т.д.), сколько содержится атомов в 0,012 кг изотопа углерода 12С.

Число атомов (NА)в 0,012 кг углерода (т.е. в 1 моль) легко определить, зная массу атома углерода – 1,993х10-26 кг

**0,012 кг/моль**

**NА = ———————— = 6,02 ∙ 10 23 моль-1**

**1,993 ∙ 10 -26 кг**

Эта величина называется **постоянной Авогадро.**

Масса 1 моль вещества называется **молярной массой** (М) и она равна отношению массы этого вещества m к его количеству n.

**m**

**M = —— г/моль** или **кг/моль**

**n**

Численное значение молярной массы (в г/моль) совпадает с относительной молекулярной, атомной или формульной массой данного вещества. Например,

масса относительная молярная

Н2 — 2,0158 2,0158 г/моль

( NH4)2CO3 — 96,086 96,086 г/моль

Химическому элементу соответствует атом, соединениям молекула.

**Основные законы стехиометрии**

**Стехиометрия** - раздел химии, рассматривающий количественные (массовые, объемные) соотношения между реагирующими веществами.

**Закон сохранения массы** (Ломоносов. Лавуазье).

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

aA+bB=AaBb

закон сохранения массы можно записать в следующем виде:

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

или в общем виде:

=

.

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

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

**,**

где МA, МB –массы реагирующих веществ;

ЭА**, Э**В – 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.

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 (H2, O2, N2).

1 моль − 22,4 л − 6,023∙1023 молекул (NА) (где NА − число Авогадро) при нормальных условиях (Т =273,15 К, Р = 101, 325 кПа)

**Уравнение Менделеева – Клайперона**



где Р− давление газа, Па: V− его объем, м3

m − масса вещества, г ; М − его мольная масса, г/моль; Т− абсолютная температура, К; R− универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль∙К).

**Контрольные вопросы**

* 1. Для реакции взяли 10 г металлического кальция и 20 г жидкого брома Br2. Какое вещество осталось в избытке после окончания реакции? Рассчитайте массу этого избытка.
  2. Алюминий массой 10,8 г сплавили с серой массой 22,4 г. Вычислите количество сульфида алюминия, который образуется в результате реакции.
  3. В состав химического вещества входят кальций (массовая доля 29,4%), сера (23,5%) и кислород (47,1%). Определите формулу этого соединения.
  4. Определите массовые доли элементов в следующих соединениях: а) оксиде лития; б) хлориде кальция; в) гидроксиде натрия; г) сульфате калия; д) серной кислоте.
  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.
  6. Определить, какой это металл, если 1,6 г кальция и 2,615 г двухзарядного металла вытесняют из кислоты одинаковый объём водорода при одних и тех же условиях.
  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.
  8. Хлорид металла содержит 69% хлора. Относительная атомная масса металла равна 47,9. Определить степень окисления металла в этом соединении.
  9. Сколько молекул содержится в 6,4 г серы?
  10. Сколько граммов меди образуется при восстановлении 8г оксида водородом, если выход реакции составил 82% от теоретического?
  11. Сколько граммов осадка сульфата бария образуется при сливании растворов, содержащих 20,8 г хлорида бария и 8,0 г сульфата натрия?
  12. 3,17 г хлора занимают объем равный 1 л (при н.у.) Вычислите по этим данным молекулярную массу хлора.
  13. Какой объем займет при температуре 170С и давлении 250 кПа оксид углерода (II) массой 84 г?

**4.Кинетика и равновесие химических реакций**

**4.1.Химическая кинетика**

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

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

**V = Δс / Δτ**

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

**аА + bB → dD + eE**

математическое выражение закона:

**V = k · (CA)a · (CB)b**

где CA и CB – концентрации реагирующих веществ.

k – коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости химической реакции. При CA**=**CB =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 10º скорость реакции возрастает примерно в 2-4 раза. Это увеличение скорости называют температурным коэффициентом **γ**.

**VT2 = VT1 · γ(T2-T1)/10**

Т1, Т2 – начальная и конечная температуры;

V1, V2 – скорости;

**γ** – коэффициент, варьирующийся от 2 до 4.

**4.2. Химическое равновесие**

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

Если протекает обратимая реакция

mА + nВ рС + qD ,

то согласно закону действующих масс

**КР = [С]p · [D]q / [А]m · [В]n**

где Кр  - константа равновесия.

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

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

**Контрольные вопросы**

4.1. Начальные концентрации веществ в реакции.

СО + Н2О СО2 + Н2

были равны (моль/л): С СО – 0,5 , – 0,6, – 0,4, Сн2 – 0,2.

Вычислите концентрации всех участвующих в реакции веществ после того, как прореагировало 60 % Н2О.

4.2. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость образования NO2 по реакции

2NO + O2 2NO2

Возросла в 1000 раз.

4.3. В какую сторону сместится химическое равновесие в системах:

2СО + О2 2СО2; ΔH˚ = - 566 кДж

N2 + O2 2NO; ΔH˚ = + 180,7 кДж

2NO + O2 2NO2; Δ H˚ = - 113,0 кДж

а) при повышении температуры;

б) при повышении давления?

4.4. Константа равновесия реакции

2NO + O2 2NO2

при 494˚ С равна 2,2 . В состоянии равновесия С NO = 0,02 моль/л,

=0,03 моль/л. Вычислить исходную концентрацию кислорода.

**5. Химическая термодинамика**

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

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

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

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

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

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

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

**Термодинамические функции**

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

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

**Внутренняя энергия** U и её изменение при V=const.

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

Запас внутренней энергии системы зависит от параметров состояния системы, природы вещества и прямо пропорционален массе вещества. Абсолютное значение внутренней энергии определить невозможно, так нельзя привести систему в состояние, полностью лишенное энергии. Можно лишь судить об ее изменении(U) при переходе из начального состояния 1 (которому соответствует U1) в конечное состояние 2 (которому соответствует U2),:



**Энтальпия** ( теплосодержание) Н и ее изменение при Р= const;

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



∆H =H-H.

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

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

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

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

Например: аА+вВ=сС+дД; H

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

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

Энтальпии (теплоты) образования веществ, отнесенные к стандартному состоянию (p=1атм и Т= 298 К), называются стандартными, обозначаются как H или H. В последнее время – просто как H и выражают в Дж/моль или кДж/моль. Верхний индекс отмечает стандартное состояние вещества, нижний - стандартную температуру.

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

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

***∆Нр=∑∆Нобр.прод.- ∑∆Нобр.исх.***

*с учётом числа молей всех участвующих в реакции веществ.*

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

**Пример 1.** Вычислить тепловой эффект реакции: С2Н5ОН(ж)+3О2(г)=2СО2(г)+3Н2О(ж); ∆Н-?

Решение: В соответствии с законом Гесса тепловой эффект реакции рассчитывается по уравнению: ∆Нр=[2∆H0oбр СО2(г)=3∆Н0обрН2О(ж)]-[∆H0обрС2Н5ОН(ж)+3∆Н0обрО2(г)]. Используя значения стандартных энтальпий (теплот) образования указанных веществ (см.приложение 1), вычисляем ∆Нр:

∆Нр=2(-393,5)+3(-285,8)+276,6 - 3**.** 0=-1366,9 кДж/моль

**Пример 2.** Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода ∆Н0обрСО2(г)=-393,5 кДж/моль и термохимического уравнения: С(графит)+2N2O(г)=СО2(г)+2N2(г); ∆Н0=-557,5 кДж/моль, вычислите теплоту образованияN2O(г).

Решение: В соответствии с законом Гесса:

∆Нр=[∆H0обрСО2(г)+2∆Н0обрN2(г)]-[∆H0обрС(графит)+2∆Н0обрN2O(Г)]. Отсюда: ∆Н0обрN2O(г)=1/2[∆H0обрСО2(Г)+2∆Н0обрN2(Г) - ∆Н0обрС(графит) - ∆Нр] =

= 1/2[ (-393,5) + 2**.**0 – 0 –(-557,5) ]= =+82,0 кДж/моль.

***Теплотой (энтальпией) сгорания вещества является тепловой эффект реакции окисления кислородом одного моля данного вещества до***  ***СО2(Г) и Н2О(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 ∆Н0298 сгор. измеряется в кДж/моль.

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

***∆Нр= ∑ (∆Н0сгор.) исх. - ∑ (∆Н0сгор.) прод.***

**Энтропия S** и её изменение .

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

В изолированных системах самопроизвольно могут протекать процессы, сопровождающиеся увеличением энтропии, S2 > S1 или ***∆***S >0.

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

Энтропия, отнесённая к стандартной температуре 25 C ( 298 K ) и стандартному давлению (1 атм), называется стандартной ( S0).

***∆***S = S2 - S1

**Энергия Гиббса G** и её изменение при Р- 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 ***∆***G (***∆*** G = G2 – G1). 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:

***∆*G = *∆*H – T• *∆* S**

Стандартная энергия Гиббса образования простых веществ условно принимается равной нулю.

**Пример 3.**  Пользуясь справочными данными, установить, возможно ли при температурах 298 и 2500 К восстановление диоксида титана до свободного металла по схеме: TiO2 (k) + 2C ( графит) = Ti (k) + 2CO (r) . Зависимостью ***∆***Н и ***∆***S от температуры пренебречь.

**Решение.**  В приложении находим значение ***∆*** G обр ( в кДж/моль) при 298 К для TiO2 (k) (- 889,6) и СО (- 137,1). Тогда для рассматриваемой реакции: ***∆***G 298 = - 137,1 •2 - (- 888,6) = 614,4 кДж.

Поскольку G298 > 0 то восстановление TiO2 при 298 К невозможно.

Для расчета G2500 воспользуемся уравнением ***∆*** G = ***∆***H – T • ***∆***S.

При этом, в соответствии с указанием в условии задачи, используем значения ***∆*** Н и S при 298 К. Для расчёта ***∆***H и ***∆***S реакции необходимо найти в приложении значения

***∆***H обр для TiO2 ( - 943,9) и СО (- 110,5), а также значения Sобр [ в Дж/ моль К ] для

TiO2 ( 50,3), Ti (30,6) и СО ( 197,5). Тогда для рассматриваемой реакции:

***∆*** H = -110,5 • 2 - (-943,9) = 722 кДж;

***∆***S = 30,6 + 197,5 • 2 – 50,3 - 5,7 2 = 425,6 – 61,7 = 363,9 Дж/моль К.

Теперь находим ***∆***G2500  реакции, выражая ***∆*** S в кДж/моль К

***∆***G2500 = ***∆***H2500 – T • S2500 = 722,9 – 2500 ***•*** 363,9/ 1000 = 722,9 – 909,8 = -186,9 кДж.

Таким образом, G2500 < 0, поэтому восстановление TiO2 графитом при 2500 К возможно.

**Контрольные вопросы**

Вычислить  реакций (предварительно расставьте коэффициенты, а необходимые для термодинамического расчета данные возьмите из приложения):

* 1. С8Н6 (г) + О2(г) → СО2(г) + Н2О (г)
  2. С2Н2(г) + О2(г) → СО2(г) + Н2О (г)
  3. СН4 (г) + О2(г) → СО2(г) + Н2О (г)
  4. С6Н6 (ж) + О2(г) → СО2(г) + Н2О (г)
  5. СН3ОН (г) + О2(г)→СО2(г) + Н2О (г)
  6. С2Н4(г) + О2(г) → СО2(г) + Н2О (г)
  7. С2Н5ОН (ж)+О2(г) → СО2(г) + Н2О (г)
  8. Н2S(г) + О2 (г) → SO2 (г) + Н2О (ж)
  9. Fe2O3 (k) + CO → Fe (k) + CO2 (г)
  10. Fe2O3 (k) + Н2(г) → Fe (k)  + Н2О(ж)
  11. Fe2O3 (k) + C (графит) → F e(k)  + CO2 (г)
  12. HCI(г) + О2 (г) → CI2(г) + Н2О (г)
  13. NO(г) + О2 (г) → NO2(г)
  14. NO(г) + NO2(г) → N2O3 (г)
  15. Ca(ОН)2 (k) + СО2 (г) → CaСО3(k) + Н2О(ж)
  16. CaО(k) + Н2О(ж) → Ca(ОН)2 (k)
  17. CaО(k) + P2O5 (k) → Ca3(PО4) 2 (г)

**6. Растворы**

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

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

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

Важной характеристикой любого раствора является его состав, выражаемый концентрацией.

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

**Концентрированный** раствор содержит такие количества растворенного вещества, которые сравнимы с количеством растворителя. Например, в 100 г воды растворено 20 г медного купороса (20 и 100 – сравнимые величины). **Разбавленный** раствор содержит малое количество растворенного вещества по сравнению с количеством растворителя. Например, в 100 г воды растворено 0,2 г медного купороса (0,2 г очень мало, по сравнению со 100 г растворителя).

**6.1. Способы выражения концентраций растворов**

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

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

**ωв = ,** (6.1)

где - масса растворенного вещества, - масса раствора

ωв – 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.

**Сm =**  (6.2)

если х – число молей растворенного вещества в объеме раствора V, тогда nв молей - в 1 литре(1000 мл). Отсюда nв = .

где - число молей растворенного вещества, определяется как , подставляя в уравнение (6.2) получим:

(6.3)

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

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

(6.4)

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

**Контрольные вопросы**

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

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

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

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

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

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

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

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

6.9. В 250 г воды растворено 50 г кристаллогидрата FeSO4•7H2O. Вычислить массовую долю FeSO4.

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

6.11. Рассчитать массовую долю спирта (С2Н5ОН) в растворе, содержащем 90 г спирта и 200 г воды.

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

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

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

6.15. Определите нормальность раствора, в 1 л которого содержится 9,8 г H2SO4.

**6.2. Коллигативные свойства растворов**

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

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

;

Где - парциальное давление насыщенного пара растворителя над раствором; - давление насыщенного пара над чистым растворителем; - мольная доля растворителя; - мольная доля растворенного вещества; – число молей растворителя; - число молей растворенного вещества.

1. **Понижение температуры кристаллизации (замерзания) раствора** **.**

Растворы замерзают при температуре ниже температуры замерзания чистого растворителя.

**;**

где - криоскопическая постоянная растворителя (Кводы = 1,86); m – масса растворенного вещества (г); М – молярная масса растворенного вещества (г/моль); L- масса растворителя (г).

1. **Повышение температуры кипения раствора .** Растворы кипят при температуре выше температуры кипения чистого растворителя.

;

где Э – эбуллиоскопическая постоянная растворителя (Эводы = 0,52).

1. **Осмотическое давление, P**, кПа.

**;**

где См – молярная концентрация раствора; R – газовая постоянная (8,31 Дж/(моль К); Т –температура (К).



**Контрольные вопросы**

6.16. Найдите температуру кипения раствора, содержащего:

1. 14.8 г глюкозы С6Н12О6 в 250 г воды (Эводы = 0,52);
2. 11,5 г глицерина (С3Н8О3) в 200 г воды (Эводы = 0,52);
3. 7,5 г мочевины ((NH2)2CO) в 250 г воды (Эводы = 0,52);
   1. Найдите температуру замерзания раствора, содержащего:
4. 4,67 г сахарозы С12Н22О11 в 100 г воды (Кводы = 1,86);
5. 54 г глюкозы С6Н12О6 в 250 г воды (Кводы = 1,86);
6. 40г этилового спирта (С2Н5ОН) в 60 мл воды (Кводы = 1,86).

6.17. Определите молярную концентрацию (См) и осмотическое давление раствора:

16 г сахарозы С12Н22О11 и 350 г воды;

9,2 г глицерина С3Н5(ОН)3 в 1 л воды.

**7.Теория электролитической диссоциации и гидролиз солей**

**7.1. Электролитическая диссоциация и рН растворов**

Различают электролиты и неэлектролиты. К первым принадлежат вещества, водный раствор которых проводит электрический ток. Химические соединения, имеющие гетерополярное (ионное) строение (например NаCl, KNO3, CаF2 и т.д.) проводят ток также и в расплавленном состоянии.

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

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

К электролитам относятся неорганические кислоты, основания и соли.

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

1. Электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на положительные и отрицательные ионы.
2. Под действием электрического тока, положительно заряженные ионы движутся к катоду, отрицательно заряженные – к аноду. Поэтому первые называются катионами, вторые – анионами.
3. Диссоциация – процесс обратимый, поскольку параллельно идет распад молекул на ионы (диссоциация) и объединение ионов в молекулы (ассоциация). Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации вместо знака равенства ставят знак обратимости. Например, уравнение диссоциации молекулы электролита КА на катион К− и анион А+ записывается так:

**КА  К+ + А−**

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

**Н2О  Н + + ОН−**

Ион водорода (протон) в воде изолированно существовать не может и присоединяет молекулу воды, образуя ион гидроксония (Н3О+). Для упрощения записи в уравнениях химических реакций указывают ион водорода (Н+). При температуре 25ºС в любом водном растворе электролита выполняется постоянство произведения концентраций протонов водорода и гидроксил – иона:

[H+] ∙ [ОН−] =10−14 ,

называемого ионным произведением воды (КН2О).

В случае равновесия:

**СН+ = СОН− = 10 −7 моль/л.**

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

**рН = −lgСн+**

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

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

**Контрольные вопросы**

7.1.Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих соединений:

|  |  |
| --- | --- |
| 7.1.1.Ba(OH)2, HCl, Na2SO4 | 7.1.13. (NH4)2SO4, H2S, Cr (OH)3 |
| 7.1.2. HNO3, BeSO4, Sn(OH)2 | 7.1.14. Fe Cl3 , HBr, Ca(OH) 2 |
| 7.1.3.NH4OH, Na2CrO4, HBr | 7.1.15. H 2 SeO3 , ZnSO~~4~~ , NaOH |
| 7.1.4. Ba(NO3)2, HMnO4, KOH | 7.1.16. NH4Cl, HNO3 , Cr Cl3 |
| 7.1.5.H2SeO3, NaF, Cu(NO3)2 | 7.1.17. Fe SO4 , HJ, Ba(OH)2 , |
| 7.1.6.Cr(OH)3, MgCl2, H2SO4 | 7.1.18. KOH, Na3 PO4 , HMnO4 |
| 7.1.7.H3PO4, ZnCl2, Mg(OH)2 | 7.1.19. HClO3 , LiOH, K2SO3 |
| 7.1.8.BaCl2, H2SO3, Zn(OH)2 | 7.1.20. Fe(OH)2 , HF, Al2(SO4)3 |
| 7.1.9.K2SO4, H2CO3, Al(OH)3 | 7.1.21.MgSO4, AgOH, (NH4 )2SO 3 |
| 7.1.10.H2SiO3, Li2CrO4 Cu(OH)2 | 7.1.22. NH4 NO3 ,Sr(OH)2, NiCl 2 |
| 7.1.11.NaHSO3, H3AsO4, Bi(NO3)2 | 7.1.23. Bi(OH)2 ,KMnO4, CuSO4 |
| 7.1.12.Cr(OH)2Br, HNO2, Ni(OH)2 | 7.1.24. K2Cr2O7, Ba(OH)2, NaHSO4 |

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

7.2.1.Гидроксида калия и нитрата меди (II)

7.2.2.Соляной кислоты и гидроксида бария

7.2.3.Сульфата натрия и нитрата бария

7.2.4.Хлорида натрия и нитрата серебра

7.2.5.Азотной кислоты и гидроксида кальция

7.2.6.Соляной кислоты и карбоната калия

7.2.7.Хлорида бария и серной кислоты

7.2.8.Гидроксида бария и сульфата меди(II)

7.2.9.Бромида калия и нитрата серебра

7.2.10.Азотной кислоты и гидроксида кальция

7.2.11.Сульфата железа (III) и гидроксида лития

7.1.12.Карбоната калия и соляной кислоты

7.2.13.Хлорида аммония и гидроксида бария

**7.2. Слабые электролиты**

**Константа и степень диссоциации**

При растворении в воде или других растворителях, состоящих из полярных молекул, электролиты подвер­гаются ***электролитической диссоциации****,* т. е. в большей или меньшей степени распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы — катионы и анионы. Электролиты, диссоциирующие в растворах не полностью, называются ***слабыми электролитами****.* В их рас­творах устанавливается равновесие между недиссоциированными молекулами и продуктами их диссоциации — ионами. Например, в водном растворе уксусной кисло­ты устанавливается равновесие

СН3СООН ⇄ Н+ + СН3СОО-

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



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

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

Н3РО4⇄Н++Н2РО (*К*1=7,5·10-3)

Н2РО⇄Н++НРО (*К*2=6,3·10-8)

НРО ⇄ Н+ +РО (*К*3=1,3·10-12)

Каждой, из которых отвечает определенное значение ступенчатой константы диссоциации. Поскольку *К*1>>*K2>>K3,* то в наибольшей степени протекает диссоциация по первой ступени, а при переходе к каждой последующей стадии степень диссоциации, как правило, резко уменьшается.

**Пример 5.** Ступенчатые константы диссоциации сероводорода К1 и К2 равны соответственно 6·10-8 и 1·10-14. Вычислить концентрацию ионов Н+, HS- u S2-  в 0,1*М* растворе Н2S.

Р е ш е н и е. Поскольку диссоциация H2S протекает преимущественно по первой ступени, то концентрацией, ионов Н+, образующихся при диссоциации по второй ступени, можно пренебречь и считать, что [H+]≈[HS-]. Тогда [H+]≈[HS-]≈  моль/л

Значение [S2-] найдем из выражения для второй константы диссоциации:



Поскольку [H+]≈[HS-], то *К*2≈[S2-] т.е. [S2-]=1·10-14моль/л.

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

**7.3. Обменные реакции в растворах электролитов.**

**Гидролиз солей**

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

НСlО4 + NaOH = NaClО4 + Н2О

2HNО3 + Ca(OH)2 = Ca(NО3)2 + 2H2О

выражаются одним и тем же ионно-молекулярным уравнением

Н+ + ОН- == Н 2О

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

Аналогично уравнения реакций

ВаCl2+ H2SО4 = BaSО4 + 2HC1

Ba(NО3)2 + Na2SО4 = BaSО4 + 2NaNО3

выражают один и тот же процесс образования из ионов Ва2+ и SO2-4  осадка малорастворимого электролита – сульфата бария:

Ва2++SO2-4= BaSО4

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: CH3COONa и H2SО4; Na2CО3 и НNО3; HCN и Са(ОН)2; Pb(NО3)2 и К2СrО.

Решение. Поскольку СН 3СООН, HCN и Н2О — слабые электролиты, а СО2 и РbCrO4 — малорастворимые в воде вещества, искомые уравнения будут иметь следующий вид:

СН 3СОО-  + Н+  ⇄ СН 3СООН

СО2-3+2Н+ ⇄ C О2↑ + Н2O

HCN + ОН- ⇄ CN- + Н2O

РЬ2+ + СrO2-4  ⇄ РbСrO4 ↓

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

СН3СООН + КОН ⇄ СН 3СООК + Н2O

или

СН 3СООН + ОН- ⇄ СН3СОО **-** + Н2O

в реакции участвуют два слабых электролита — слабая кислота (СН3СООН) и вода. При этом равновесие оказывается сильно смещенным в сторону образования более слабого электролита — воды, константа диссоциации которой (1,8 **∙** 10-16) значительно меньше константы диссоциации уксусной кислоты

(1,8 **∙** 10-5). Однако до конца такая реакция протекать не будет: в растворе останется небольшое количество недиссоциированных молекул СН3СООН и ионов ОН-, так что реакция раствора будет не нейтральной (как при нейтрализации сильной кислоты сильным основанием), а слабощелочной.

Аналогично при нейтрализации слабого основания сильной кислотой

Zn(OH)2 + 2HNO3 = Zn(NO3)2 + 2H2O

или

Zn(OH)2 + 2Н+ Zn2+ + 2H 2O

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 Н +; 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 обpaтном направлении. Это означает, что при растворении в воде соли, в состав которой входит анион слабой кислоты или катион слабого основания, протекает процесс ***гидролиза***— обменного взаимодействия соли с водой, в результате которого образуется слабая кислота или слабое основание.

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

KCN + H2О ⇄ HCN + KOH

CN- +H2О ⇄ HCN + OH-

Как видно, в подобных случаях гидролизу подвергается анион соли.

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

ZnCl2 + H20 ⇄ Zn(OH)Cl + HCl

Zn2+ + H2О ⇄ ZnOH+ + H+

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

РЬ(СН3СОО)2 + Н2О ⇄ РЬ(ОН)СН3СОО + СН3СООН

параллельно протекают два процесса:

РЬ2+ + Н2О ⇄ РЬОН+ + Н+

СН3СОО**-** +Н2О ⇄ СН3СООН + ОН-

В этом случае реакция раствора зависит от относительной силы кислоты и основания, образующих соль. Если Ккисл ≈ Косн, то катион и анион гидролизуются в равной степени и **реакция раствора будет нейтральной**; если Ккисл ≥ Косн, то катион соли гидролизуется в большей степени, чем анион, так что концентрация ионов Н+ в растворе будет больше концентрации гидроксид- ионов и реакция раствора будет слабокислой; наконец, если Ккисл < Коснто гидролизу подвергается преимущественно анион соли и реакция раствора будет слабощелочной.

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

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

ZnCl2+H2O ⇄ ZnOHCl + HCl,

Z n2 + H2O ⇄ ZnOH+ + H + .

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

ZnOHCl + H2О ⇄ Zn(OH)2+HCl,

ZnОН+ + Н2О ⇄Zn(OH)2 + Н+ .

В подобных случаях *Кrl* значительно превышает *Kr2* и если не связывать образующиеся ионы Н+, то гидролиз по второй ступени практически не протекает.

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

**Контрольные вопросы**

7.3.1.При смешивании растворов гидроксида аммония и карбоната натрия образуются карбонат аммония и СО2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

7.3.2. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергаются гидролизу: K2S или K2SO3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

7.3.3.При смешивании растворов CuSO4 и K2CO3 выпадает синий осадок (CuOH)2CO3 и выделяется СО2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

7.3.4.При смешивании растворов K2S и CrCl3 образуются Cr(OH)3 и H2S. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

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

7.4.1. Fe2(SO4)3 7. 4.9. (NH4)2SeO4

7.4.2. AlCl3 7.4.10. CH3COONa

7.4.3 K2CO3 7.4.11. Na2SiO3

7.4.4. Na2SiO3 7.4.12. Al2(SO4)3

7.4.5 NH4NO3 7.4.13. Zn(NO3)2

7.4.6 ZnSO4 7.4.14. K3РО4

7.4.7 Na2S 7.4.15. BaCO3

* + 1. K2SO3 7.4.16. FeCl3

**8. Произведение растворимости и растворимость**

**малорастворимых солей и оснований**

Для насыщенного раствора электролита КnАm, 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:

= (8.1)

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

(8.2)

Где произведение является постоянной величиной, так как оно равно произведения двух постоянных .

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:

(8.3)

Например, для ортофосфата кальция произведение растворимости будет равно:

В таблице приведены произведения растворимости некоторых малорастворимых электоролитов.

Выведем уравнение, позволяющее рассчитать растворимость по числовому значению произведения растворимости. Для этого концентрации катиона и аниона в насыщенном растворе выразим через растворимость (s) электролита :

(8.4)

(8.5)

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

ПР = (ns)n **∙** (ms)m  = nnmnsn+m (8.6)

Отсюда:

(8.7)

Например, для ортофосфата кальция:

**Контрольные вопросы**

8.1. Растворимость карбоната кальция CaCO3 при 18 равна 1,310-4 моль/л. Вычислите произведение растворимости этой соли.

* 1. Произведение растворимости углекислого кальция равно 1,7 **∙**10-8. Сколько граммов CaCO3 содержится в 1 л насыщенного раствора?
  2. Произведение растворимости сульфата серебра Ag2SO4 равно 710-5. Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.
  3. Вычислите произведение растворимости Mg(OH)2 если в 1 л насыщенного раствора его содержится 6,410-3 г.
  4. Вычислите произведение растворимости CaSO4 , если 1 л насыщенного раствора его содержит 1,5∙10-2 моля.

1. **Окислительно – восстановительные реакции**

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

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

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

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

Например: N2H4 (гидразин) 

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

**Расчет степени окисления**

Для вычисления степени окисления элемента следует учитывать следующие положения:

1.  Степени окисления атомов в простых веществах равны нулю (Na0; H20).

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, CaH2 и др., где степень окисления водорода -1), кислорода (-2) (кроме F2-1O+2 и пероксидов, содержащих группу –O–O–, в которой степень окисления

кислорода -1).

4. Для элементов положительная степень окисления не может превышать величину, равную номеру группы периодической системы.

Примеры:

V2+5O5-2;  Na2+1B4+3O7-2;  K+1Cl+7O4-2;  N-3H3+1;  K2+1H+1P+5O4-2;  Na2+1Cr2+6O7-2

**Реакции с изменением и без изменения степени окисления**

Существует два типа химических реакций:

###### **A       Реакции, в которых не изменяется степень окисления элементов:**

Реакции присоединения: SO2 + Na2O  Na2SO3

Реакции разложения: Cu(OH)2 CuO + H2O

Реакции обмена: AgNO3 + KCl  AgCl  + KNO3

NaOH + HNO3  NaNO3 + H2O

###### **B      Реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих соединений:**

2Mg0 + O20 **** 2Mg+2O-2

2KCl+5O3-2  –t**** 2KCl-1 + 3O20­

2KI-1 + Cl20 **** 2KCl-1 + I20

Mn+4O2 + 4HCl-1 **** Mn+2Cl2 + Cl20­ + 2H2O

Такие реакции называются окислительно-восстановительными*.*

## **Окисление, восстановление**

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

H20 − 2ē **** 2H+

S-2 − 2ē **** S0

Al0 − 3ē **** Al+3

Fe+2 − ē **** Fe+3

2Br - − 2ē **** Br20

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

Mn+4 + 2ē **** Mn+2

S0 + 2ē **** S-2

Сr+6 +3ē **** Cr+3

Cl20 +2ē **** 2Cl-

O20 + 4ē **** 2O-2

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

**Составление уравнений окислительно-восстановительных**

**реакций  методом электронного баланса**

Уравнение составляется в несколько стадий:

1.      Записывают схему реакции.

KMnO4 + HCl **** KCl + MnCl2 + Cl2­ + H2O

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

KMn+7O4 + HCl-1 **** KCl + Mn+2Cl2 + Cl20­ + H2O

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

Mn+7 + 5ē **** Mn+2

2Cl-1 - 2ē **** Cl20

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

|  |  |
| --- | --- |
| Mn+7 + 5ē Mn+2 | 2 |
| 2Cl-1 - 2ē  Cl20 | 5 |

––––––––––––––––––––––––

2Mn+7 + 10Cl-1 **** 2Mn+2 + 5Cl20

5.      Подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции.

2KMn+7O4 + 16HCl-1 **** 2KCl + 2Mn+2Cl2 + 5Cl20 + 8H2O

**Контрольные вопросы**

* 1. Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:

1. +
2. +

**ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ**

**Гальванические элементы – это устройства для прямого преобразования химической энергии заключенных в них реагентов в электрическую. Гальванические элементы – это источники тока, в которых вещества, образовавшиеся в процессе разряда, не могут быть превращены в исходные активные материалы. Поэтому ГЭ – это первичные элементы, или ХИТ одноразового действия.**

Гальванический элемент представляет собой замкнутую систему, состоящую из двух гальванических полуэлементов (гальванических пар). Принцип работы ГЭ рассмотрен на примере медно-цинкового гальванического элемента (элемента Якоби-Даниэля).

На электроде из Zn, который погружён в раствор ZnSO4 ,происходит окисление атомов Zn в ионы Zn2+ .

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

Zn - 2e = Zn2+

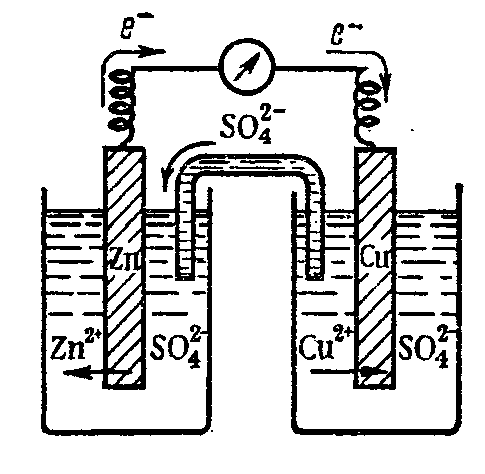
На медном электроде, погружённом в раствор CuSO4, происходит восстановление ионов Cu2+  в атомы, которые осаждаются на электроде:

Cu2+  + 2e = Cu

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

Одновременно часть ионов SO42- переходит в раствор через пористую перегородку

Схема элемента Якоби-Даниэля



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

**Стандартный потенциал восстановления** - количественная мера способности вещества (молекулы или иона) вступать в окислительно-восстановительные реакции в водном растворе.

Окислительно-восстановительная реакция возможна, если

где

*-* стандартный потенциал восстановления окислителя.

- стандартный потенциал восстановления восстановителя.

Гальванический элемент характеризуется ЭДС, напряжением, емкостью и энергией, которую он может отдать во внешнюю цепь.

ЭДС любого гальванического элемента можно вычислить по разности стандартных электронных потенциалов Ео. 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.

Е= Еоси - Еоzn = (+ 0,34) - (-0,76) = 1,10 В

**Е= Еоок-ль - Еовос-ль**

Еоок-ль – потенциал электрода с большей алгебраической величиной.

Еовос-ль – потенциал электрода с меньшей алгебраической величиной.

Некоторые стандартные электродные потенциалы приведены в приложении 4.

**ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ АККУМУЛЯТОРЫ**

**Электрохимические аккумуляторы (ЭА) представляют собой вторичные (перезаряжаемые) химические источники тока, работающие на основе электрохимических систем, в которых материалы, образовавшиеся в процессе разряда, могут быть при заряде превращены в первоначальные активные материалы.**

В аккумуляторах под действием внешнего источника тока накапливается (аккумулируется) химическая энергия, которая затем переходит в электрическую энергию. Процессы накопления химической энергии получили название заряда аккумулятора, процессы превращения химической энергии в электрическую - разряда аккумулятора. Таким образом, ЭА - это ГЭ, которые можно полностью регенерировать, пропуская через них электрический ток и затрачивая энергию. *При заряде аккумулятор работает как электролизер, при разряде - как гальванический элемент*. Как и другие ХИТ ЭА обычно соединяют в батареи. Так как в ЭА происходит многократное превращение химической энергии в электрическую и наоборот, токообразующая реакция и процессы на электродах должны быть обратимыми. В табл. 4 даны характеристики важнейших аккумуляторов, которыми располагает современная техника.

**Таблица 9.4.**

**Характеристики перспективных аккумуляторов**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Аккумулятор | ЭДС, В | Удельная энергия,  Вт·ч/кг | Удельная мощность,  Вт/кг | Срок службы,  число циклов |
| Pb-кислотный | 1,9 – 2,0 | 35 – 50 | 50 – 100 | 250 – 700 |
| Ni-Fe | 1,1 – 1,3 | 40 – 80 | 40 – 140 | до 2000 |
| Ni-Zn | 1,5 – 1,7 | 60 – 70 | 130 | 200 – 500 |
| Ni-Cd | 1,1 – 1,3 | 15 – 35 | 100 – 300 | 500 – 2000 |
| Fe-воздушный | 1,1 | 30 – 40 | 80 | 200 |
| Zn-воздушный | 1,6 | 300 – 1000 | - | 500 – 600 |
| Zn-хлоридный | 1,9 – 2,1 | 80 – 150 | 120 | 400 – 800 |
| Na-сульфидный | 1,8 | 40 – 150 | - | 1000 |
| Li-сульфидный | 1,4 | 40 - 150 | - | 300 |

**СВИНЦОВЫЙ АККУМУЛЯТОР**

Самое большое распространение пока получил свинцово-кислотный аккумулятор. Он служит источником тока для стартеров двигателей внутреннего сгорания, для аварийного освещения, радио- и телефонной аппаратуры, используется на подводных аппаратах и станциях и других целей.

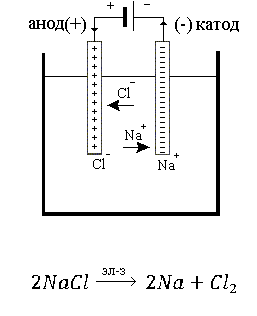
Pb-кислотный аккумулятор состоит из свинцового анода и катода в виде свинцовой решетки, набитой оксидом свинца (IV). Электролитом служит серная кислота. При работе ЭА на одном электроде (аноде) протекают реакции, при которых степень окисления свинца меняется от 0 до +2 (разряд) и от +2 до 0 (заряд), а на другом электроде (катоде) степень окисления свинца меняется от +4 до +2 (разряд) и наоборот (заряд).

|  |  |
| --- | --- |
| На аноде: | http://www.nirhtu.ru/external/onh/Lections/HIT/Formula10.gif |
| На катоде: | http://www.nirhtu.ru/external/onh/Lections/HIT/Formula11.gif |
| Суммарная токообразующая реакция описывается уравнением: | http://www.nirhtu.ru/external/onh/Lections/HIT/Formula12.gif |

Ток, получаемый от свинцового аккумулятора, может быть усилен, если сконструировать катод в виде ряда пластин, которые чередуются с несколькими анодными пластинами (рис.9.4). Каждый такой ЭА дает напряжение, приблизительно равное 2 В. Батареи, используемые в автомобилях, обычно состоят из шести таких аккумуляторов, соединенных последовательно и дающих напряжение около 12 В.

Электролиз.

В растворах и расплавах электролитов имеются разноименные по знаку ионы (катионы и анионы), которые подобно всем частицам жидкости находятся в хаотическом движении. Если в такой расплав электролита, например расплав NaCl () погрузить электроды и пропустить постоянный электрический ток, то ионы будут двигаться к электродам: катионы

Na++=Na0  (катод)

2Cl- - 2e=Cl2 (анод)

Эта реакция является ОВР на аноде протекает процесс окисления, на катоде- процесс восстановления.

Электролиз – это окислительно - восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита.

Суть электролиза состоит в осуществлении за счет электрической энергии химических реакций – восстановления на катоде и окисления на аноде. При этом катод отдает электроны катионам, а анод принимает электроны от анионов.

Процесс электролиза наглядно изображают схемой, которая показывает диссоциацию электролита, направления движения ионов, процессы их электродах и выделяющихся веществ. Схема электролиза NaCl:

Катод Анод

2Cl-- 2e=

Для проведения электролиза электроды погружают в раствор или расплав электролита и соединят их с источником тока. Прибор, на котором проводят электролиз называют электролизером или электролитической ванной.

Электролиз водных растворов электролитов .

При электролизе растворов электролитов в процессах могут участвовать молекулы воды. Для восстановления к катоду надо приложить потенциал равный В, а для восстановления молекул воды В.

Поэтому на катоде будут восстанавливаться катионы воды:

катод

а на аноде будут окисляться хлорид ионы:

Анод: 2

Ионы накапливаются около катода и совместно с ионами образуют гидроксид натрия .

Катодные и анодные процессы

1. Катионы металлов, имеющих стандартный потенциал больший, чем у

водорода (от до включительно), при электролизе плотность восстанавливаются на катоде.

1. Катионы металлов, имеющих малую величину стандартного

электродного потенциала (от до включительно), не восстанавливаются на катоде, а вместо них восстанавливаются молекулы воды.

1. Катионы металлов, имеющих стандартный потенциал меньший чем у водорода, но больше, чем у (от до 2H+) при электролизе на катоде восстанавливаются одновременно с молекулами .

Если же водный раствор содержит катионы различных металлов, то при электролизе выделяющие их на катоде протекают в порядке уменьшения стандартного электродного потенциала соответствующего металла.

сначала .

Характер реакций протекающих на аноде зависит от присутствия молекул так и от вещества, из которого сделан анод. обычно аноды подразделяются на растворимые(Cu, Ag, Zn, Cd, Ni) и нерастворимые(уголь, графит, Pt, ).

На растворимом аноде в процессе электролиза происходит окисление анионов (если кислоты безкислородные –) если же раствор содержит анионы кислородосодержащих кислот () то на аноде окисляются не эти ионы, а молекулы воды:

*e*

Растворимы анод при электролизе окисляется, т.е. посылает во внешнюю цепь.

и анод растворяется.

Как протекает электролиз с нерастворимым (угольными) электродами?

Пример 2. с нерастворимым электродом.

Катод Анод

*e*

если катодное и анодное пространство не разделены перегородкой, то:

Пример 4. Электролиз раствора

Электроды из меди

Катод (Cu) Анод: e

e

5) Электролиз c электродами

Закон Фарадея

Это количественный закон электролиза

m- масса вещества. которые выделяются на электродах (г)

n- число электронов, которыми обмениваются окислитель и восстановитель

I - сила тока (А)

М- молярная масса вещества, которая выделяется на электроде

F- постоянная Фарадея 96485

t- время (сек)

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

**Стандартный потенциал восстановления** - количественная мера способности вещества (молекулы или иона) вступать в окислительно-восстановительные реакции в водном растворе.

Окислительно-восстановительная реакция возможна, если

где

*-* стандартный потенциал восстановления окислителя.

- стандартный потенциал восстановления восстановителя.

**Уравнение Нернста:**

где - электродный потенциал металла, В;

- стандартный электродный потенциал металла, В;

- универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/моль;

- абсолютная температура, К;

- число электронов, участвующих в реакции;

- постоянная Фарадея (96 500 Кл/моль).

ЭДС любого гальванического элемента можно вычислить по разности стандартных электронных потенциалов Ео. 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.

Е= Еоси - Еоzn = (+ 0,34) - (-0,76) = 1,10 В

**Е= Еоок-ль - Еовос-ль**

Еоок-ль – потенциал электрода с большей алгебраической величиной.

Еовос-ль – потенциал электрода с меньшей алгебраической величиной.

Некоторые стандартные электродные потенциалы приведены в приложении 4.

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:

Где - масса образовавшегося или подвергшегося превращению вещества;

Э – 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 CuSO4 в течение 1 ч при силе тока 4 А.

*Решение*: Эквивалентная масса меди в CuSO4 равна = , подставляя в уравнение Фарадея значения Э = 32, I = 4 А, t = 6060 = 3600 с, получим

= 4,77 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 Э = , где m= 11,742 г; F = 96 500 Кл/моль; It = Q = 3880 Кл.

Э = = 29,35

**Пример 3**: Сколько граммов гидроксида калия образовалось у катода при электролизе раствора K2SO4, 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 2 = 112, 7 ( 56 г/моль – мольная и эквивалентная масса КОН).

**Контрольные вопросы**

* 1. Электролиз раствора K2SO4 проводили при силе тока 5 А в течение 3 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах, вычислите объем выделяющихся на электродах веществ.
  2. Сколько граммов воды разложилось при электролизе раствора Na2SO4 при силе тока 7 А в течение 5 ч.
  3. 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.
  4. Электролиз раствора сульфата цинка проводили в течение 5 ч, в результате чего выделилось 6 л кислорода (н.у.). Вычислите силу тока.
  5. При электролизе AgNO3 масса серебряного анода уменьшилась на 5,4 г. Сколько кулонов электричества израсходовано на этот процесс?
  6. Вычислите электродные потенциалы металлов, находящихся в контакте растворами их солей заданной концентрации, при 25 :




2. ;
4. ;

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























7. 1. Каковы катодные и анодные процессы (угольный анод) при электролизе водного раствора, содержащего смесь солей:

**Порядок работы в химической лаборатории**

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

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

**Правила безопасности при работе студентов в химической лаборатории**

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

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

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

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

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

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

7. В лаборатории категорически запрещается принимать пищу.

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

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

**Правила пользования реактивами, посудой**

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

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

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

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

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

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

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

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

7. В лаборатории необходимо соблюдать тишину и дисциплину.

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

**Оказание первой помощи в лаборатории при несчастных случаях**

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

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

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

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

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

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

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

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

Все лабораторные работы проводятся под контролем преподавателя или лаборанта.

**Лабораторная работа № 1**

Электролитическая диссоциация

Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов

а) Образование малорастворимых веществ. В три пробирки внесите по 2—3 капли следующих растворов: в первую — трихлорида железа FeCl3, во вторую— силиката натрия Na2Si03, в третью —разбавленной серной кислоты H2S04. Добавьте в них по такому жеколичеству растворов: в первую пробирку — едкого натра, во вторую — соляной кислоты, в третью — хлорида бария. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения протекаю­щих реакций, направленных в сторону образования малораствори­мых веществ.

б) Образование слабых кислот и оснований. В две пробирки внесите по 5—7 капель: в первую — раствора ацетата натрия NaCH3COO, во вторую — хлорида аммония. Добавьте в первую пробирку несколько капель серной кислоты (1: 1), перемешайте раствор стеклянной палочкой и слегка подогрейте.

Определите по запаху, что реакция протекала в сторону обра­зования слабой уксусной кислоты. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций. Во вторую пробирку добавьте 4 н. раствора щелочи и подогрейте раствор. Определите по запаху выделение аммиака. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

в) Реакции нейтрализации. Возьмите в две пробирки по 5—7 капель 2 н. раствора щелочи и добавьте по одной капле фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин окрасился в крас­ный цвет? В одну пробирку добавляйте по каплям 2 н. раствор соляной или серной кислоты, во вторую — 2 н. раствор уксусной кислоты до обесцвечивания раствора. Чем объясняется исчезно­вение гидроксид-ионов при добавлении кислоты? В каком случае обесцвечивание раствора наступило быстрее?

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций нейтра­лизации щелочи соляной и уксусной кислотами.

г) Образование летучих продуктов реакции. Поместите в две про­бирки по 5—7 капель раствора соды Na2C03. Проверьте наличие в растворе иона , для чего в одну пробирку добавьте несколько капель дихлорида кальция. Какое вещество выпало в осадок? Напишите ионное уравнение реакции.

Добавьте во вторую пробирку несколько капель серной кислоты (1:1) и наблюдайте выделение газа. Подогрейте слегка пробирку, дождитесь конца выделения газа и добавьте несколько капель раствора дихлорида кальция. Почему не выпадает осадок СаС03? Напишите ионное уравнение реакции взаимодействия соды с серной кислотой.

**Лабораторная работа № 2**

**Скорость химических реакций**

**1.Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции**

В три пробирки налейте 0.1 н. раствор тиосульфата натрия: в первую – 4 мл, во вторую – 8 мл и третью – 12 мл. После этого в первую пробирку добавьте 8 мл, а во вторую – 4 мл дистиллированной воды. Затем в три другие пробирки налейте по 5 мл О.1 н. раствора серной кислоты. Слейте попарно приготовленные растворы, в результате чего произойдет реакция

Na2S2O3 +H2SO4 → Na2SO4 + SO2 + H2O + S (1)

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, |
| Nа2S2O3 | H2O | H2SO4 | Общий |
| 1 | 4 | 8 | 5 | 17 |  |  |
| 2 | 8 | 4 | 5 | 17 |  |  |
| 3 | 12 | 0 | 5 | 17 |  |  |

Какой вывод можно сделать из полученных данных?

**2.Влияние температуры на скорость химической реакции**

Определите влияние температуры на скорость реакции взаимодействия Na2S2O3  c H2SO4 . Отметьте время появления серы в пробирках. Полученные данные запишите в таблицу.

Таблица 2

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Номер опыта | Температура,  о С | Объем , мл | | | Время,  сек | Условная скорость реакции, | |
| Na2S2O3 | Вода | H2SO4 |
| 1 | Комн. темпер. | 4 | 8 | 5 |  |  | |
| 2 | 30 | 4 | 8 | 5 |  |  | |
| 3 | 40 | 4 | 8 | 5 |  |  |

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

**3.Влияние величины поверхности раздела реагирующих веществ на скорость химической реакции**

###### Приготовьте два небольших приблизительно одинаковых кусочка мела. Один из них разотрите пестиком на кусочке бумаги и пересыпьте в коническую пробирку, второй целиком поместите в другую пробирку. В обе пробирки одновременно добавьте по 15—20 капель концентрированной соляной кислоты (пл. 1,19 г/см3). Напишите уравнение реакции. Отметьте наблюдаемые явления и объясните их. Какой фактор в данном случае влияет на увеличение скорости реакции?

**Лабораторная работа № 3**

**Приготовление растворов с заданной концентрацией**

1. Рассчитать количество вещества и объем воды, необходимый для приготовления следующих растворов:
2. 200 г 15%-го раствора хлорида натрия;
3. 250 г 10%-го раствора карбамида;
4. 350 г 12%-го раствора аммиачной селитры;
5. 400 г 7%-го раствора нитрата натрия.
6. Приготовить раствор.
7. С помощью ареометра измерить плотность раствора.
8. Рассчитать молярную концентрацию раствора.
9. Заполнить таблицу.

Таблица

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Масса вещества, г | Объем воды, мл | Плотность раствора, г/см3 | t, | 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. НCl, другую – с 0.01н раствором NaOH (2 мл). Внесите в каждую пробирку по две капли индикатора. Перемешайте. Запишите цвет, оценку рН в следующую таблицу

Таблица

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Индикатор | Цвет /рН  Кислый раствор | Щелочной раствор |
| Метиловый красный  Метиловый оранжевый  Фенолфталеин  Лакмус |  |  |

2.**Определение рН исследуемого раствора**. Получите у преподавателя задание (раствор соли, кислоты, основания). Определите рН раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги, рН- метра . По найденной величине рН (найденной с помощью рН- метра) оцените степень диссоциации раствора.

**Лабораторная работа №5**

**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 рН. Заполните таблицу и напишите уравнения гидролиза каждой соли.

Таблица

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Раствор | Окраска индикаторов | | | Значения рН  (>или<7) |
| Метиловый оранжевый | Фенолфталеин | Лакмус |
| Na2CO3  CrCl3  Na2SiO3  NaCl |  |  |  |  |

**Лабораторная работа №6**

**Окислительно – восстановительные реакции**

**Зависимость характера продуктов окислительно восстановительной реакции от рН среды**

Уравнять реакции методом электронного баланса, расставить коэффициенты.

Отметить изменение цвета раствора после добавления реактива.

1. KMnO4 + H2SO4 + Na2SO3 → K2SO4 + MnSO4 + Na2SO4 + H2O
2. KMn04 + H2O + Na2SO3 → MnO2 ↓ + Na2SO4 + KOH
3. KMnO4 + KOH + Na2SO3 → K2MnO4 + Na2SO4 + H2O
4. При избытке Na2SO3

K2MnO4 + Na2SO3 + H2O → K2SO4 + MnO2 ↓ + NaOH

1. K2Cr2O7 + H2SO4 + Na2SO3 →K2SO4 + Na2SO4 + Cr2(SO4)3 + H2O
2. K2Cr2O7 + H2SO4 + KJ → K2SO4 + Cr2(SO4)3 + J2 + H2O
3. KMnO4 + MnSO4 + H2O → MnO2 ↓ + K2SO4 + H2SO4

Приложение 1

Названия важнейших кислот и солей

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Кислота | | Соль | |
| формула | название | анион | название |
| HF | Фтороводородная (плавиковая) |  | Фторид |
| HCl | Хлороводородная (соляная) |  | Хлорид |
| HBr | Бромоводородная |  | Бромид |
| HI | Иодоводородная |  | Иодид |
| H2S | Сероводородная |  | Сульфид |
| H2SO3 | Сернистая |  | Сульфит |
| H2SO4 | Серная |  | Сульфат |
| HNO2 | Азотистая |  | Нитрит |
| HNO3 | Азотная |  | Нитрат |
| H3PO4 | Фосфорная (орто) |  | Ортофосфат |
| H3AsO4 | Ортомышьяковая |  | Ортоарсенат |
| H3BO3 | Ортоборная |  | Ортоборат |
| H2SiO3 | Кремневая |  | Силикат |
| H2CO3 | Угольная |  | Карбонат |
| H2C2O4 | Щавелевая |  | Оксалат |
| CH3COOH | Уксусная |  | Ацетат |
| HMnO4 | Марганцевая |  | Перманганат |
| HClO4 | Хлорная |  | Хлорат |
| H2CrO4 | Хромовая |  | Хромат |
| H2Cr2O7 | двухромовая |  | Дихромат |

Приложение 2

Произведения растворимости малорастворимых в воде веществ при 25 º С

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Вещество | ПР | Вещество | ПР |
| AgBr | 7,7 ·10-13 | CdS | 1 ·10-29 |
| AgCN | 2,0 ·10-12 | Co(OH)2 | 2 ·10-16 |
| AgSCN | 1 ·10-12 | Cu2S | 2,5 ·10-50 |
| AgCl | 1,6 ·10-10 | CuS | 4 ·10-38 |
| Ag2CO3 | 6,2 ·10-12 | FeCO3 | 2,5 ·10-11 |
| Ag2CrO4 | 4,05 ·10-12 | Fe(OH)2 | 4,8 ·10-16 |
| AgI | 1 ·10-16 | Fe(OH)3 | 4 ·10-38 |
| BaCO3 | 8,0 ·10-9 | FeS | 4 ·10-19 |
| BaC2O4 | 1,7 ·10-7 | Hg2Cl2 | 2 ·10-18 |
| BaCrO4 | 2,3 ·10-10 | Mg(OH)2 | 5 ·10-12 |
| BaSO4 | 1,1 ·10-10 | MgS | 2,0 ·10-15 |
| CaCO3 | 4,8 ·10-9 | Mn(OH)2 | 4 ·10-14 |
| CaC2O4 | 2,5 ·10-9 | MnS | 1,4 ·10-15 |
| CaSO4 | 6,1 ·10-5 | NiCO3 | 1,4 ·10-7 |
| Ni(OH)2 | 7 ·10-14 | Sb2S3 | 1,0 ·10-30 |
| PbCO3 | 1,5 ·10-13 | H2SiO3 | 1,0 ·10-10 |
| PbCl2 | 1,7 ·10-5 | SnS | 1 ·10-28 |
| PbCrO4 | 1,7 ·10-13 | SrCO3 | 1,0 ·10-9 |
| PbI2 | 8,7 ·10-9 | SrC2O4 | 5,6 ·10-8 |
| Pb(OH)2 | 2 ·10-16 | SrSO4 | 2,8 ·10-7 |
| PbS | 1 ·10-29 | Zn(OH)2 | 5 ·10-17 |
| PbSO4 | 2 ·10-8 | ZnS | 8 ·10-26 |

**Приложение 3**

**Константы диссоциации кислот и оснований**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Соединение** | **Формула** |  |
| Азотистая | HNO2 | 5,1·10-4 |
| Кремневая | H2SiO3 | 2,2· 10-10 (К1)  1,6 ·10-12 (К2) |
| Муравьиная | HCOOH | 1,7· 10-4 |
| Сернистая | H2SO3 | 1,3·10-2 (К1)  6,3· 10-8 (К2) |
| Сероводородная | H2S | 8,9 ·10-8  1,3 ·10-13 |
| Синильная | HCN | 4,9 ·10-10 |
| Угольная | Н2СО3 | 4,5· 10-7 (К1)  4,7· 10-11 (К2) |
| Уксусная | CH3COOH | 1,7 ·10-5 |
| Фосфорная  (орто) | H3PO4 | 7,6·10-3  6,2·10-8  4,4·10-13 |
| Щавелевая | H2C2O4 | 5,6·10-2 (К1)  5,1·10-5 (К2) |
| Гидроксид аммония | NH4OH | 6,3 ·10-5 |
| Гидроксид  бария | Ba(OH)2 | 2,3 ·10-1 |
| Гидроксид кальция | Ca(OH)2 | 4,3·10-2 (К2) |
| Гидроксид магния | Mg(OH)2 | 2,5·10-3 (К2) |
| Гидроксид  меди | Cu(OH)2 | 3,4·10-7 (К2) |
| Гидроксид серебра | AgOH | 1,1·10-4 |
| Гидроксид  хрома | Cr(OH)3 | 1,02·10-10 (К3) |
| Гидроксид  цинка | Zn(OH)2 | 4,0·10-5 (К2) |
| Гидроксид  марганца | Mn(OH)2 | 5,0·10-4 (К2 ) |
| Гидроксид  никеля | Ni(OH)2 | 2,5·10-5 (К2 ) |
| Гидроксид  железа | Fe(OH)3 | 1,35·10-12 (К3 ) |
| Гидроксид  алюминия | Al(OH)3 | 1,38·10-9 (К3 ) |

**Приложение 4**



**Приложение 5**

**Ряд напряжения металлов**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Электрод ВФ/ОФ | Приэлектродная реакция  **О**Ф**п+ +**n**·ē← ВФ** | **Ео, В** |
| Li /Li+ | Li+ +ē → Li | -3,05 |
| Ca /Ca2+ | Ca2+ + 2 ē → Ca | -2,87 |
| Mg /Mg2+ | Mg2+ + 2 ē → Mg | -2.36 |
| Al /Al3+ | Al3+ + 3 ē → Al | -1,66 |
| Mn/Mn2+ | Mn2+ + 2 ē → Mn | -1,18 |
| Zn/Zn2+ | Zn2+ + 2 ē → Zn | -0,76 |
| Cr/Cr3+ | Cr3+ + 3 ē → Cr | -0,74 |
| Fe/Fe2+ | Fe2+ + 2 ē → Fe | -0,44 |
| Co/Co2+ | Co2+ + 2 ē → Co | -0,28 |
| Ni/Ni2+ | Ni2+ + 2 ē → Ni | -0.25 |
| Pb/Pb2+ | Pb2+ + 2 ē → Pb | -0,13 |
| H2/2H+ | 2H+ + 2 ē → H2 | 0 |
| Cu/Cu2+ | Cu2+ + 2 ē → Cu | +0,34 |
| Aq/Aq+ | Aq+ + ē → Aq | +0,80 |
| Hq/Hq2+ | Hq2+ + 2 ē → Hq | +0,85 |
| Au/Au+ | Au+ + ē → Au | +1,70 |

**Приложение 6**

**Стандартные термодинамические потенциалы образования некоторых химических веществ**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Вещество | Состоя-  ние |  |  |  |
| BaO | K | -558,6 | 70,6 | -528,4 |
| BaCO3 | K | -1218,0 | 112,6 | -1138,8 |
| BeO | K | -600,6 | 14,5 | -581,6 |
| BeCO3 | K | -1012,0 |  | -944,7 |
| C | Графит | 0 | 5,4 | 0 |
| С | Алмаз | 1,8 | 2,4 | 2,55 |
| CH4 | Г | -74,9 | 186,2 | -50,8 |
| C2H2 | Г | 226,8 | 200,8 | 209,2 |
| C2H4 | Г | 52,3 | 219,7 | 68,1 |
| C2H6 | Г | - 89,67 | 229,5 | - 32,9 |
| C6H6 | Ж | 82,9 | 269,2 | 129,7 |
| С8Н18 | Ж | -250,0 | 361,2 |  |
| C2H3OH | Ж | -201,2 | 126,8 | - |
| C2H5OH | Ж | -276,6 | 160,7 | -174,8 |
| CO | Г | -110,5 | 197,5 | -137,1 |
| CO2 | Г | -393,5 | 213,7 | -394,4 |
| CaO | К | -635,5 | 397 | -604,2 |
| Ca(OH)2 | К | -986,6 | 76,1 | -896,8 |
| CaCO3 | К | -1207,0 | 88,7 | -1129,7 |
| Ca3(PO4)2 | К | -4142,0 | 242,0 | -3867,3 |
| Fe | К | 0 | 27,15 | 0 |
| Fe3O4 | К | -1120,9 | 146,4 | -1014,2 |
| FeO | К | -270,0 | 55,2 | -244,3 |
| Fe2O3 | К | -828,2 | 82,4 | -740,3 |
| H2 | Г | 0 | 131,0 | 0 |
| H2O | Г | -241,8 | 188,7 | -228,9 |
| H2O | Ж | -285,8 | 70,1 | -237,3 |
| HCl | Г | -92,3 | 186,8 | -95,1 |
| N2 | Г | 0 | 191,5 | 0 |
| NH3 | Г | -46,2 | 192,6 | -16,7 |
| NO | Г | 90,3 | 210,6 | 88,6 |
| NO2 | Г | 33,5 | 240,2 | 51,5 |
| C2H3OH | Ж | -201,2 | 126,8 | - |

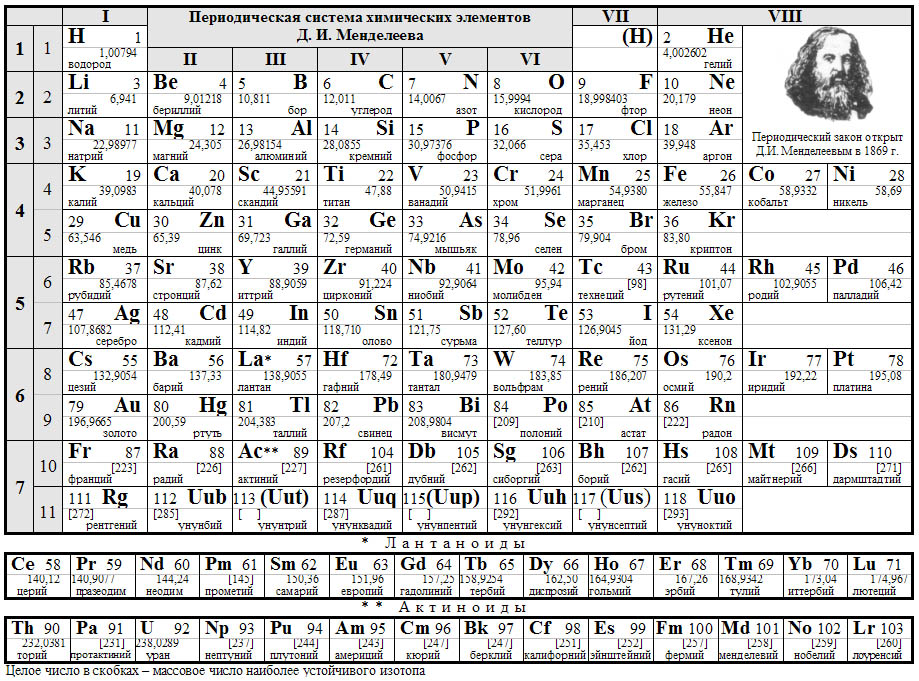
**Стандартные термодинамические потенциалы образования некоторых химических веществ**

Продолжение

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|  | Г | 83,3 | 307,0 | 140,5 |
|  | Г | 82,0 | 219,9 | 104,1 |
|  | Г | 0 | 205,0 | 0 |
|  | Г | -273,1 | 312,1 | -286,2 |
|  | Г | -369,4 | 352,7 | -324,6 |
|  | К | -1492,0 | 114,5 | -1348,8 |
|  | Г | -296,0 | 248,1 | -300,2 |
|  | Г | -395,8 | 256,7 | -371,2 |
|  | Г | -435,9 | 82,6 | -408,0 |
|  | Г | 0 | 222,9 | 0 |
|  | Г | -92,3 | 186,8 | -95,2 |
|  | К | 0 | 32,5 | 0 |
|  | К | -461,1 | 87,9 | -400,9 |

Литература

1. Коровин Н.В. Курс общей химии/ Коровин Н.В. // Москва, Высш. шк.,- 2003.-557 с.
2. Хомченко Г.П. Неорганическая химия/ Хомченко Г.П., Цитович И.К // Москва, Высш. шк.-1987.- 463 с.
3. Глинка Н.Г. Задачи и упражнения по общей химии/ Глинка Н.Г. // Москва, «Химия» - 1980.
4. Платонов Ф.П. Практикум по неорганической химии / Платонов Ф.П., Дейлова З.Е.//Москва Высш. шк.-1985. – 252 с.
5. Практикум по общей химии/ Под редакцией д. х. н. профессора Глебова А.Н., - 5е изд.// Казань, «Экоцентр» - 2006. – 92 с.
6. Князев Д.А. Неорганическая химия. / Князев Д.А., Смарыгин С.Н. //Москва, «Дрофа» - 2005 – 591 с.
7. Артеменко А.И. Справочное руководство по химии. / Малеванный В.А., Тикунова И.В. // Москва Высш. шк.-1990. – 303 с.
8. Рабинович В.А. Краткий химический справочник/ Хавин З.Я.// Ленинград «Химия»-1991-432с.



|  |  |
| --- | --- |
|  | |
| 1.Основные классы неорганических соединений | 3 | |
| 1. Основные понятия и законы химии | 6 | |
| 3.Строение атома и периодический закон  3.1.Строение атома и радиоактивность | 9 | |
| * 1. Периодический закон и система Д.И. Менделеева   Свойства элементов | 12 | |
| 1. Кинетика и равновесие химических реакций.    1. Химическая кинетика. | 13 | |
| 4.2. Химическое равновесие | 13 | |
| 5. Химическая термодинамика | 15 | |
| 6. Растворы | 21 | |
| 6.1. Способы выражения концентраций растворов | 21 | |
| 6.2. Коллигативные свойства растворов | 23 | |
| 7.Теория электролитической диссоциации и гидролиз солей.  7.1. Электролитическая диссоциация и рН растворов | 24  24 | |
| * 1. Слабые электролиты. Константа и степень диссоциации | 27 | |
| 7.3.Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей | 28 | |
| 1. Произведение растворимости и растворимость малорастворимых солей и оснований | 32 | |
| 9. Окислительно – восстановительные реакции | 34 | |
| 10.Электрохимические процессы и системы | 39 | |
| Порядок работы в химической лаборатории | 44 | |
| Лабораторные работы | 46 | |
| Приложения | 51 | |
| Литература | 58 | |
|  |  | |

СОДЕРЖАНИЕ