МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ДЕПАРТАМЕНТ НАУЧНО-ТЕХНОЛОГИЧЕСКОЙ ПОЛИТИКИ И ОБРАЗОВАНИЯ

АЗОВО-ЧЕРНОМОРСКИЙ ИНЖЕНЕРНЫЙ ИНСТИТУТ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
в г. ЗЕРНОГРАДЕ

Кафедра агрономии и биотехнологии

С.В. Посохова, О.В. Мушкетова

ХИМИЯ

Сборник задач

Зерноград – 2014

УДК 54

Печатается по решению методического совета
Агротехнологического факультета
Азово-Черноморского инженерного института ФГБОУ ВПО
"Донской государственный аграрный университет" в г. Зернограде

Рецензенты:
кандидат технических наук, доцент ***Несмиян А.Ю.,***
кандидат технических наук, доцент ***Руденко Н.Б.***

Посохова, С.В. Химия: сборник задач / С.В. Посохова, О.В. Мушкетова. – Зерноград: Азово-Черноморский инженерный институт ФГБОУ ВПО ДГАУ, 2014. – 65 с.

Сборник задач предназначен для организации самостоятельной и контрольной работы студентов инженерных направлений подготовки бакалавриата.

Каждому разделу задачника предпослано небольшое теоретическое введение, облегчающее понимание решения задач. Содержит решения типовых задач с подробным объяснением. В конце каждой главы даны задачи для самостоятельного решения. Задачник содержит справочные материалы.

Соответствует ФГОС и рабочим программам курса химии направлений подготовки 110800.62; 140100.62; 140400.62; 190600.62; 190700.62; 051000.62; 280700.62 и специальности 190109.65 по ГОС.

Рассмотрено и одобрено на заседании
кафедры агрономии и биотехнологии.
Протокол № 2 от 9.09.2014 г.

Рассмотрено и одобрено методическим советом
Агротехнологического факультета.
Протокол № 2 от 6.10.2014 г.

© С.В. Посохова, О.В. Мушкетова, 2014
© Азово-Черноморский
инженерный институт
ФГБОУ ВПО ДГАУ, 2014

Содержание

Введение		4
I	Основные понятия химии	5
II	Химические формулы соединений	8
III	Расчеты по химическим уравнениям	9
IV	Основные классы неорганических соединений	10
V	Строение атома	12
VI	Термохимия и направленность химических процессов	15
VII	Скорость химических реакций	19
VIII	Химическое равновесие	22
IX	Способы количественного выражения состава раствора	25
X	Свойства разбавленных растворов неэлектролитов	28
XI	Электролитическая диссоциация. Ионно-молекулярные уравнения обменных реакций в водных растворах электролитов	32
XII	Водородный показатель pH	34
XIII	Гидролиз солей	35
XIV	Окислительно-восстановительные реакции	39
XV	Электрохимические процессы	41
XVI	Электролиз в водных растворах электролитов	47
XVII	Коррозия металлов	51
Литература		59
Приложения		60

Введение

При изучении общей химии в высших учебных заведениях большое значение имеет приобретение навыков в решении задач, что является одним из критериев прочного усвоения курса. При освоении разделов общей химии основной педагогической целью является формирование компетенций, направленных на использование основных законов естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности:

- способность демонстрировать базовые знания в области естественнонаучных дисциплин и готовность использовать основные законы в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования;
- способность проводить и оценивать результаты измерений;
- владение способами анализа качества продукции, организации контроля качества и управления технологическими процессами;
- способность обеспечивать выполнение правил техники безопасности, производственной санитарии, пожарной безопасности и норм охраны труда и природы;
- готовность к обработке результатов экспериментального исследования;
- способность осуществлять сбор и анализ исходных данных для расчета и проектирования;
- способность выявлять естественнонаучную сущность проблем, возникающих в ходе профессионально-педагогической деятельности.

Упражнения и задачи данного учебного пособия требуют широкого привлечения представлений о строении вещества, термодинамике, кинетике и электрохимии. Это активизирует работу студентов и способствует развитию у них творческой инициативы и становлению логического мышления. В пособии отражены все разделы теоретической и практической частей курса.

С учетом того, что во ФГОС очень большое внимание уделяется самостоятельной работе студентов, в пособии приведены примеры решения задач и упражнений. Последнее особенно актуально для студентов заочного отделения.

I Основные понятия химии

- *Атом* – электронейтральная система, состоящая из элементарных частиц, наименьшая частица химического элемента, сохраняющая его химические свойства.
- *Химический элемент* – вид атомов, характеризующихся одинаковым зарядом ядра.
- *Молекула* – устойчивая совокупность атомов, удерживаемых силами притяжения (химическими связями), наименьшая частица вещества, обладающая всеми его свойствами.
- *Простое вещество* – состоит из атомов одного элемента, например: Fe; O_2.
- *Сложное вещество* – состоит из атомов разных элементов, например: H_2O; CH_4.

  Абсолютная масса атома ($m_a(X)$) выражается в килограммах, граммах, например, $m_a(H) = 1{,}67 \cdot 10^{-24}$ г. Пользоваться такими числами при расчетах неудобно, поэтому применяют не абсолютные значения масс атомов, а относительные.

  За единицу атомной массы в химии и в физике принята *атомная единица массы.*
- *Атомная единица массы (а.е.м.)* равна 1/12 массы атома изотопа углерода ^{12}C:

$$1 \text{ а.е.м.} = \frac{1}{12} m_a(C) = \frac{2{,}0 \cdot 10^{-23}}{12} = 1{,}667 \cdot 10^{-24}\ г.$$

- *Относительная атомная масса (A_r)* – величина, равная отношению средней массы атома естественного изотопического состава ($m_a(X)$) к атомной единице массы (а.е.м.):

$$A_r(X) = \frac{m_a(X)}{а.е.м.}.$$

  Например: $A_r(O) = \frac{2{,}67 \cdot 10^{-23} г}{1{,}667 \cdot 10^{-24} г} = 16;$

- *Относительная молекулярная масса* ($M_r(X)$) – величина, равная отношению средней массы молекулы естественного изотопического состава вещества к атомной единице массы:

$$M_r(X) = \frac{m_M(X)}{а.е.м.}.$$

  Например: $M_r(H_2O) = \frac{3{,}00 \cdot 10^{-26} кг}{1{,}667 \cdot 10^{-27} кг} = 18.$

  Таким образом, *относительная атомная* и *относительная молекулярная* масса показывают, во сколько раз масса атома данного элемента и масса молекулы данного вещества больше одной а.е.м.
- *Количество вещества* – физическая величина, определяемая числом его структурных единиц – атомов, молекул, ионов. Единицей измерения количества вещества является *моль*.

- *Моль* (ν) – количество вещества, содержащее столько структурных единиц (атомов, молекул, ионов и др.), сколько атомов содержится в углероде ^{12}C массой 0,012 кг.
  Число частиц в 1 моле любого вещества равно $6{,}03 \cdot 10^{-23}$ и называется *постоянной Авогадро*, обозначается N_A:
  $$N_A = 6{,}03 \cdot 10^{-23} \text{ моль}^{-1}.$$
- *Молярной массой M (X) называется масса одного моль вещества*.
  Она равна отношению массы (m) вещества к соответствующему количеству вещества (n):
  $$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)},$$

откуда можно определить m (X) и n (X);

$$m(X) = M(X) \times n(X);$$
$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}.$$

Молярная масса устанавливает связь между количеством вещества и его массой и измеряется в кг/моль или г/моль.
Например, M (NaOH) = 40 г/моль.

- *Молярная масса численно равна относительной молекулярной массе.*
  Например, $M_r(O_2) = 32$; $M(O_2) = 32$ г/моль.
- *Молярный объем (V_M)* – это объем, который занимает 1 моль любого газа при н.у.
  $$V_M = \frac{V}{n(X)}.$$
- *При нормальных условиях (н.у.) объем 1 моль любого газа равен 22,4 л/моль.*
- *Относительная плотность газов (D)* – это отношение масс равных объемов различных газов при одинаковых условиях (p,T), одинаковых для обоих газов:
  $$D = \frac{m_1}{m_2}, \text{ при } V_1 = V_2.$$

При этих условиях, согласно закону Авогадро, в данных газах содержится одинаковое число молекул. Но, массы данных газов неодинаковы, следовательно, они будут относиться друг к другу как их молярные массы:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = \frac{M_{r1}}{M_{r2}} = D.$$

Если плотность газа измерена по водороду (D (H_2)), а относительная молекулярная масса водорода $Mr_2 = 2$, то

$$Mr_1 = 2\ D\ (H_2).$$

Если плотность газа измерена по воздуху (D возд.), а средняя молекулярная масса воздуха $Mr_{возд} = 29$, то

$$Mr_1 = 29\ D_{возд.}$$

Задачи для самостоятельного решения

1. Определите, во сколько раз тяжелее воздуха:
   а) H_2S б) CO_2 в) HCl
2. Определите плотность по водороду и по воздуху паров следующих веществ, молекулярную массу воздуха принять равной 29:
   а) O_2 б) N_2 в) Cl_2 г) CO
3. Найдите молекулярную массу газа, если его плотность по гелию равна 20.
4. Сколько атомов содержится :
   а) в 5 моль фосфора (P); б) 80 г кальция (Ca)?
5. Сколько молекул содержится:
   а) в NaCl массой 5,85 кг б) в Na_2CO_3 массой 106 кг
   в) в CuO массой 0,8 т г) в кислороде (O_2) массой 8 г
   д) в 80 г оксида железа (III);
   е) в кислороде (O_2) и в оксиде серы (IV) массой по 32?
6. В каком количестве вещества заключено:
   а) $12 \cdot 10^{23}$ молекул б) $3 \cdot 10^{21}$ молекул в) $6 \cdot 10^{25}$ молекул?
7. Где больше число атомов:
   а) в водороде (H_2) массой 1 г или в кислороде (O_2) массой 8 г
   б) в углероде (C) массой 12 г, или в магнии массой 12 г
   в) в углероде (C) или магнии (Mg) массой 1г
   г) в магнии (Mg) массой 3 г или в кислороде (O_2) массой 2 г
   д) в углероде (C) массой 6 г или в сере (S) массой 8 г?
8. Где больше молекул:
   а) в 3 г H_2O или в 4 г CO_2 б) в 0,5 г H_2 или в 8 г SO_2
   в) в 3,2 г O_2 или в 2,8 г N_2 г) в 2 г CO или в 2 г N_2
   д) в 4 г CO_2 или 8 г SO_2?
9. Определите массу:
   а) 0,1 моль NaOH б) 0,2 моль ортофосфорной кислоты;
   в) 1 моль H_2SO_4 г) 2,24 л (при н.у.) оксида углерода (IV)
   д) 5 моль H_2; е) 0,01 моль N_2
   ж) 2 моль HCl; з) 2 моль O_2
10. Какое количество вещества составляют:
    а) азот массой 14 г б) кислород массой 48 г
    в) железо массой 112 г г) фосфор массой 31г
    д) 4,9г $Cu(OH)_2$ е) 0,2 кг NaOH
    ж) 0,056 т KOH з) хлорид натрия массой 234 г?
11. Вычислите относительные молекулярные массы следующих веществ:
    а) NaCl; HNO_3; CaO; H_3PO_4; $CaCl_2$;
    б) $Al_2(SO_4)_3$; Al_2O_3; $AgNO_3$; Fe_2O_3; $Ca(NO_3)_2$;
    в) H_2SO_4; $Ca_3(PO_4)_2$; H_2CO_3; K_2CO_3; Na_2CO_3;
    г) H_2S; CaO; Na_2S; NH_3; CO_2;
    д) MgO; Fe_2O_3; H_2O; $CaCl_2$; CO;
    е) H_2S; CO_2; CH_4 ; FeO; $AgNO_3$;

12. Какой объём (при н.у.) займут:

а) 11 г оксида углерода (IV) б) 4 г кислорода
в) 14 г азота г) 2 г метана (CH_4)
д) водород (H_2) массой 4 г е) оксид серы (IV) массой 9,6 г
ж) 11 г CO_2 з) 4 г CH_4
и) 71 г Cl_2 к) 8 г O_2
л) SO_2 массой 16 г м) 15 г H_2S
н) какой объём займут $3{,}01 \cdot 10^{23}$ молекул газа при н.у.?

II Химические формулы соединений

Химическая формула соединения указывает его *качественный состав*, т.е. *какие* химические элементы содержатся в нем, и *количественный состав,* т.е. *в каком соотношении* находятся атомы разных элементов.

Пример: формула диоксида углерода CO_2 указывает, что в этом соединении на один атом углерода приходится два атома кислорода, а учитывая молярные массы (М) этих элементов, что на 12 г углерода приходится $2 \cdot 16 = 32$ г кислорода.

Зная молекулярную формулу вещества, можно вычислить массовую долю элемента в соединении:

$$\omega\%(X) = \frac{nAr(X)}{M(XnYm)} \cdot 100\%,$$

где n и m – число соответствующих атомов химических элементов в данном соединении.

Например, необходимо определить массовую долю атомов водорода в воде:

По формуле: $\omega\%(H) = \frac{2Ar(H)}{M(H2O)} \cdot 100\% = (2 * 1 / 18)\ 100\% = 11{,}1\%$

Задачи для самостоятельного решения

13. Вычислите массовую долю металла (в %) в следующих соединениях:

а) Fe_2O_3 б) Fe_3O_4 в) $FeCl_2*3H_2O$ г) $FeCO_3$

14. Вычислите массовую долю (в %) кислорода в следующих соединениях:

а) HNO_3 б) Ag_2O в) KOH г) $Ca_3(PO_4)_2$
д) NaOH е) CO_2 ж) $KHCO_3$ з) $FeOHSO_4$

15. Определите массовую долю (в %) азота в следующих соединениях:

а) NH_4OH б) NH_4NO_3 в) N_2O

16. Определите состав следующих соединений (в %):

а) фосфорной кислоты
б) гидрокарбоната кальция
в) гидроксида кальция
г) карбоната кальция
д) карбоната натрия

17. Определите массовую долю:
    а) водорода в метане CH_4 б) водорода и кислорода в воде?
18. Определите массовую долю кальция, углерода и кислорода в карбонате кальция ($CaCO_3$)?
19. Определите массовую долю элементов в следующих соединениях меди:
    а) оксид меди (II) б) оксид меди (I) в) в медном колчедане CuS_2 г) в малахите $(CuOH)_2CO_3$ д) медном блеске Cu_2S
20. Определите массовую долю элементов в следующих соединениях, используемых как удобрения:
    а) хлориде калия б) сульфате калия; в) нитрате калия?

III Расчеты по химическим уравнениям
Задачи для самостоятельного решения

21. Определите массу гидроксида натрия, образующегося в результате взаимодействия 0,1 моль металлического натрия с водой?
22. Определите число моль гидроксида натрия, получающееся при взаимодействии с водой металлического натрия массой 2,3 г?
23. Какой объём водорода (н.у.) выделится при действии на воду металлов, взятых количеством вещества:
    а) 1 моль натрия; б) 1 моль кальция?
24. Какой объём водорода (н.у.) получится при взаимодействии магния массой 1,2 г с избытком серной кислоты?
25. Сколько молей меди вытеснит из раствора сульфата меди (II) цинк, количеством вещества 0,2 моль.
26. Какое число молей сульфата железа (III) требуется для получения 214 г гидроксида железа (III)?
27. Определите массу железа, которую можно получить при восстановлении оксида железа (III) водородом, объёмом 11,2 л (н.у.)?
28. При взаимодействии цинка с хлороводородной кислотой выделился водород объёмом 4,48 л (н.у.). Вычислите массу растворившегося цинка.
29. При соединении железа массой 2,1 г с серой выделилось 3,58 кДж теплоты. Вычислите теплоту образования сульфида железа (II).
30. При взаимодействии алюминия массой 9 г с кислородом выделилось 274,44 кДж теплоты. Вычислите теплоту образования оксида алюминия.
31. Определите массу йода, который образуется при взаимодействии раствора йодида натрия с 3 л хлора(н.у.)?
32. Сколько граммов оксида алюминия образуются при окислении:
    а) алюминия массой 0,54 г; б) алюминия, количеством вещества 4 моль?
33. Какой объём воздуха (н.у.) нужен для сжигания серы массой 4 г до SO_2 (содержание кислорода в воздухе принять равным 21%)?
34. Сколько граммов гидроксида натрия требуется для превращения сульфата меди (II) массой 16 г в гидроксид меди (II)?

35. Сколько литров кислорода, взятого при нормальных условиях, расходуется при сжигании алюминия массой 9 г?
36. Сколько литров водорода выделится при взаимодействии железа массой 2,8 г с серной кислотой при нормальных условиях?
37. Сколько молей оксида алюминия образуются при сжигании в кислороде алюминия массой 51 г?
38. Сколько молей оксида цинка получится при сжигании цинка в кислороде объёмом 5,6 л (при н.у.)?
39. Вычислите массу оксида кальция, необходимую для получения гидроксида кальция массой 3,7 г?
40. Оксид углерода (II) можно получить при взаимодействии углерода с оксидом железа (III). Составьте уравнение реакции и вычислите, сколько литров оксида углерода (II) образуется из оксида железа (III) массой 8 г.

IV Основные классы неорганических соединений

1. **Оксиды** – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления –2.

Например: K_2O, CaO, Fe_2O_3, CO_2, P_2O_5.

Оксиды образуют все химические элементы, кроме инертных газов.

ОКСИДЫ

Солеобразующие: ↓
- основные: Na_2O; CuO
- кислотные: P_2O_5; Mn_2O_7
- амфотерные: ZnO; Al_2O_3

Несолеобразующие: N_2O; NO; SiO; CO

2. **Основания** – электролиты, которые при электролитической диссоциации образуют отрицательные гидроксид – ионы.

Основания делятся на растворимые в воде и нерастворимые в воде.

Растворимые в воде основания называют *щелочами*.

Например: $NaOH$; KOH; $LiOH$; $Ba(OH)_2$; $Ca(OH)_2$; NH_4OH.

3. **Кислоты** – это электролиты, которые при электролитической диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотных остатков:

КИСЛОТЫ

Одноосновные: HCl; HNO_3

Двухосновные: H_2S, H_2SiO_3

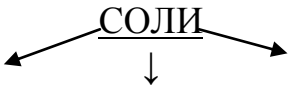
Трехосновные: H_3PO_4

Кислородсодержащие: H_2SO_4; $H_3PO_4\downarrow$

Бескислородные: HCl ;H_2S

4.**Соли** – это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (или катионы аммония– NH_4^+) или анионы кислотных остатков.

Различают следующее виды солей: средние, кислые, основные, двойные, смешенные, комплексные.



Средние	*Кислые*	*Основные*
NaCl	$NaHSO_4$	BaOHCl

Задачи для самостоятельного решения

41. Написать формулы оксидов, соответствующих указанным гидроксидам: H_2SiO_3; $Cu(OH)_2$; H_3AsO_4; H_2WO_4; $Fe(OH)_3$.
42. Из данного ряда химических соединений выпишите формулы оксидов, кислот, оснований, солей, дайте им названия:
    а) K_2SiO_3; HCl; $BaCl_2$; Na_2SO_4; H_2SO_4; $Zn(OH)_2$; NaOH; CuO; N_2O; Na_2O;
    б) $FeCl_3$; KOH; $NiSO_4$; $(NH_4)_2S$; $MgCO_3$; HNO_3; CuO; P_2O_5; H_2O; V_2O_3;
    в) H_2SO_4; $Ba(OH)_2$; $FeCl_2$; NH_4OH; CH_3COONa; HCl; SO_2; HBr; PbO; CO_2;
    г)$FeCl_3$; $(NH_4)_2S$; $MgCO_3$; CuO; P_2O_5; V_2O_3; NaBr; $Zn(NO_3)_2$; Cl_2O_7; NH_4OH;
43. Из данного ряда химических соединений выпишите формулы оксидов, кислот, оснований, солей, дайте им названия:
    а) $CuSO_4$; MgO_2; $Pb(NO_3)_2$; HNO_2 ; HI; H_2Se; CuO; $NaHCO_3$; HgO; $Mg(OH)_2$
    б) HF; $NiSO_4$; $(NH_4)_2SO_4$; $MgCl_2$; HNO_3; ZnO; P_2O_5; V_2O_5; $Al(OH)_3$;$CoCl_2$;
    в) K_2SiO_3; HCl; $BaCl_2$; Na_2SO_4; H_2SO_4; $Zn(OH)_2$; NaOH; CuO; N_2O; Na_2O;
    г) CH_3COONa; HCl; SO_2; HBr; PbO; CO_2;$FeCl_3$; KOH; $NiSO_4$; $(NH_4)_2S$;
44. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:
    а) $Ba \rightarrow BaO \rightarrow BaCl_2 \rightarrow Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaSO_4$;
    б) $Mg \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgO \rightarrow MgCl_2$;
    в) $Zn \rightarrow ZnO \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow K_2ZnO_2$;
45. Какие из указанных газов выступают в химическое взаимодействие с раствором щелочи: HCl; H_2S; NO_2; N_2; Cl_2; CH_4; SO_2; NH_3? Написать уравнения соответствующих реакций.
46. Какие соли можно получить, имея в своем распоряжении $CuSO_4$; $AgNO_3$; K_3PO_4, $BaCl_2$? Написать уравнения реакций и назвать полученные соли.
47. Как доказать амфотерный характер ZnO; Al_2O_3; $Sn(OH)_2$; $Cr(OH)_3$?
48. Написать уравнения реакций, свидетельствующих об основных свойствах FeO; Cs_2O; HgO;
49. Написать уравнения реакций, доказывающих кислотный характер SeO_2; SO_3; Mn_2O_7; P_2O_5; CrO_3.
50. Какие кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой оксидов: P_2O_3; CO_2; N_2O_5; NO_2; SO_2?

51. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать соляная кислота: N_2O; $Zn(OH)_2$; CaO; $AgNO_3$; H_3PO_4; H_2SO_4? Составить уравнения реакций.
52. Какие из указанных веществ реагируют с гидроксидом натрия: HNO_3; CaO; CO_2; $CuSO_4$; $Cd(OH)_2$; P_2O_5? Составить уравнения реакций.
53. Составить уравнения реакций получения хлорида магния: а) действием кислоты на металл; б) действием кислоты на основание; в) действием соли на соль.
54. Составить уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящих к образованию солей: $NaNO_3$; $NaHSO_4$; Na_2HPO_4; K_2S; $Fe_2(SO_4)_3$.
55. Какие вещества могут быть получены при взаимодействии кислоты с солью? Кислоты с основанием? Соли с солью? Привести примеры реакций.

V Строение атома

Таблица 1– Распределение электронов по уровням, подуровням и орбиталям

n	l	обозначение	m_l	число орбиталей (ячеек)	m_s	максимальное число электронов	
						на подуровне	на уровне
1	0	1s	0	1	±1/2	2	2
2	0	2s	0	1	±1/2	2	
	1	2p	-1; 0; +1	3	±1/2	6	8
3	0	3s	0	1	±1/2	2	
	1	3p	-1; 0; +1	3	±1/2	6	18
	2	3d	-2; -1;0;+1;+2	5	±1/2	10	
4	0	4s	0	1	±1/2	2	
	1	4p	-1; 0; +1	3	±1/2	6	32
	2	4d	-2; -1;0;+1;+2	5	±1/2	10	
	3	4f	-3; -2;-1; 0;+1;+2	7	±1/2	14	

Заполнение электронных орбиталей многоэлектронных атомов определяется некоторыми закономерностями. К ним относятся: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда и правило Клечковского.

Принцип наименьшей энергии: этот принцип заключается в том, что последовательность размещения электронов по уровням и подуровням атома должна соответствовать наименьшей энергии электрона и атома в целом. В этом случае устойчивость электронной системы будет максимальной и связь электронов с ядром – наиболее прочной.

Принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов, для которых одинаковы значения всех четырех квантовых чисел. Следовательно, на одной

атомной орбитали, описываемой числами n, l, m_l, m_s причем, эти электроны должны отличаться ориентацией спина.

Правило Хунда: электроны при данных значениях главного и орбитального квантовых чисел стремятся расположиться в атоме так, чтобы суммарный спин был максимальным. Это означает, что в пределах данного подуровня атома электроны заполняют максимальное количество орбиталей.

Правило Клечковского: заполнение подуровней электронами происходит в последовательности увеличения суммы главного и побочного квантовых чисел (n+l), причем, при одинаковом значении суммы (n+*l)*, заполнение подуровней идет в направлении увеличения n (или уменьшения *l)*.

Последовательность заполнения подуровней, найденная исходя из правила Клечковского, имеет вид:

1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s→ 3d → 4p →5s → 4d →5p→ 6s → 4f → 5d → 6p→ 7s → →5f →6 s→ и т.д.

Для описания атомных электронных структур обычно используют так называемые *электронные формулы*. Этими формулами обозначают состояние электронов в атоме.

Составить электронную формулу – это значит распределить все имеющиеся в атоме электроны по уровням, подуровням и орбиталям.

Для этого необходимо знать:

- число электронов в атоме (оно равно порядковому номеру элемента в периодической таблице);
- какие в атоме есть орбитали (число энергетических уровней равно номеру периода, в котором расположен элемент в периодической таблице);
- какова электроноемкость орбителей (таблица 1);
- порядок заполнения орбиталей электронами (правило Клечковского);

Пример: построить электронные формулы трех элементов: лития, хлора и марганца.

$_3$Li Число электронов в атоме – 3

Электронная формула – $1s^2\ 2s^1$ (цифра справа вверху указывает, сколько электронов находится на данных орбиталях)

$_{17}$Cl Число электронов в атоме – 17

Электронная формула – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3\ s^2 3\ p^5\ 3\underline{\underline{d}}$

$_{25}$ Mn Число электронов в атоме – 25

Электронная формула – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3\ s^2 3p^6 3d^5 4\ s^2\ 4p\ 4d$, т.е. указываются все электроны с n=3, а затем электроны четвертого уровня.

При составлении электронно-графических формул электроны с положительными спинами ($m_s = +\frac{1}{2}$) и отрицательными спинами ($m_s = -\frac{1}{2}$) изображают стрелками, направленными соответственно вверх (↑) или вниз (↓) и помещенными в квадрат (ячейку), условно изображающий орбиталь.

s-орбиталь изображается одной ячейкой, в которой может находиться не более 2-х электронов:

↑↓

p - орбиталь изображается тремя ячейками :

↑↓	↑↓	↑↓

d- орбиталь изображается пятью ячейками :

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Например, электронно-графические формулы атомов лития и хлора:

$_{3}Li$ $1s^2\,2s^1$

2s	↑
1s	↑↓

$_{17}Cl$ $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3\,s^2 3\,p^5\,3\underline{\underline{d}}$

3	↑↓	↑↓	↑↓	↑					
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		d			
1	↑↓		p						
	s								

Задачи для самостоятельного решения

56. Составьте электронную формулу элемента с порядковым номером 8 в основном и возбужденном состоянии (если возможно). Покажите распределение электронов по квантовым ячейкам. Укажите: валентные электроны, электронный остов, число неспаренных электронов.
57. Выполните задание №56 для элемента с порядковым номером 9.
58. Выполните задание №56 для элемента с порядковым номером 15.
59. Выполните задание №56 для элемента с порядковым номером 16.
60. Выполните задание №56 для элемента с порядковым номером 17.
61. Выполните задание №56 для элемента с порядковым номером 18.
62. Выполните задание №56 для элемента с порядковым номером 19.
63. Выполните задание №56 для элемента с порядковым номером 20.
64. Выполните задание №56 для элемента с порядковым номером 33.
65. Выполните задание №56 для элемента с порядковым номером 34.
66. Выполните задание №56 для элемента с порядковым номером 35.
67. Выполните задание №56 для элемента с порядковым номером 49.
68. Выполните задание №56 для элемента с порядковым номером 50.
69. Выполните задание №56 для элемента с порядковым номером 51.
70. Выполните задание №56 для элемента с порядковым номером 52.
71. Изобразите электронные и электронно-графические формулы кремния, фтора, криптона.
72. Изобразите электронные и электронно-графические формулы серы, брома, кальция, неона.
73. Назовите элементы, атомы которых имеют электронные формулы:
    а) $1s^2 2s^2 2p^3$
    б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
    в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$

г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$.

74. Назовите элементы, электронные формулы которых имеют окончание:
    а) …$2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
    б) …$3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
    в) …$3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
    г) …$4s^2 4p^6 4d^7 5s^1$.
75. Определите порядковый номер элемента, находящегося:
    а) в 4 периоде, 4 ряду, III группе в) в 6 периоде, 8 ряду, V группе
    б) в 3 периоде, IV группе г) в 5 периоде, 6 ряду, II группе.
    Составьте электронные формулы этих элементов.

VI Термохимия и направленность химических процессов

Термохимия изучает тепловые эффекты химических реакций.

- Реакции, которые сопровождаются выделением теплоты, называются *экзотермическими.*
- Реакции, которые сопровождаются поглощением теплоты, называются *эндотермическими*.

Химические уравнения, в которых указаны агрегатные состояния реагирующих веществ, а также величина и знак теплового эффекта, называются *термохимическими уравнениями*. При составлении термохимических уравнений стехиометрические коэффициенты *могут быть дробными*, агрегатное состояние каждого вещества обозначается: (г) – газообразное, (ж) – жидкое, (к) – кристаллическое.

Пример:

$$\frac{1}{2} H_{2\,(г)} + \frac{1}{2} Cl_{2\,(г)} = HCl_{\,(г)}; \qquad \Delta H = -92{,}25 \text{ кДж/моль},$$

где ΔH – тепловой эффект реакции при постоянном давлении.

Закон Гесса:

- Если из данных веществ можно разными способами получить заданные продукты, то тепловой эффект во всех случаях будет одним и тем же.

Иными словами:

- Тепловой эффект химической реакции не зависит от пути, по которому она протекает, а определяется только природой и состоянием продуктов реакции и исходных веществ.

Следствие из закона Гесса:

- Тепловой эффект химической реакции при стандартных условиях равен сумме стандартных теплот образования продуктов реакции, умноженных на стехиометрические коэффициенты, минус теплоты образования исходных веществ, умноженных на стехиометрические коэффициенты.

$$\Delta H_р = \sum \Delta H^o_{298} \text{ (прод. р–ции)} - \sum \Delta H^o_{\,298} \text{ (исх. вещ–в)};$$

Теплоты образования сложных веществ, приведенные к стандартным условиям (298 К, 1 атм.) называют *стандартными* (ΔH^o_{298}) и приводят в таблицах стандартных термодинамических величин (смотри приложение)

Теплоты образования простых веществ равны 0.

Суммирование стандартных энтальпий производится с учетом стехиометрических коэффициентов.

Стандартные *энтропии* (ΔS^o_{298}) простых и сложных веществ приводят в таблицах стандартных термодинамических величин (Дж/моль·К).

Так как энтропия – это функция состояния системы, то ее изменение подчиняется следствию из закона Гесса:

$$\Delta S_p = \sum \Delta S^o_{298} \text{ (прод. р–ции)} - \sum \Delta S^o_{298} \text{ (исх. вещ–в)};$$

Суммирование производится с учетом стехиометрических коэффициентов.

Для выяснения *возможности самопроизвольного протекания* изобарно-изотермических процессов применяется термодинамическая функция G, называемая *свободной энергией Гиббса*.

- При постоянной температуре и давлении самопроизвольно могут протекать только процессы, сопровождающиеся уменьшением G, пределом их протекания, т.е. условием равновесия является достижение некоторого минимального значения G.

Т.е. возможно самопроизвольное протекание в прямом направлении только тех реакций, у которых $\Delta G<0$; при $\Delta G>0$ самопроизвольно может протекать только обратный процесс.Для различных практических расчетов пользуются уравнением

$$\Delta G = \Delta H_p - T \Delta S_p.$$

Стандартные значения энергии Гиббса (ΔG^o_{298}) приводятся в таблицах стандартных термодинамических величин (кДж/моль).

Изменение стандартной энергии Гиббса (ΔG^o_{298}) в ходе химической реакции может быть вычислено по уравнению

$$\Delta G_p = \sum \Delta G^o_{298} \text{ (прод. р–ции)} - \sum \Delta G^o_{298} \text{ (исх. вещ-в)}$$

Задачи для самостоятельного решения

76. Вычислите, какое количество теплоты выделится при восстановлении Fe_2O_3 металлическим алюминием, если было получено 335,1 г железа.
77. Газообразный этиловый спирт C_2H_5OH можно получить при взаимодействии этилена $C_2H_{4\ (г)}$ и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.
78. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерод $CS_{2(г)}$. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.
79. Напишите термохимическое уравнение реакции между $CO_{(г)}$ и водородом, в результате которой образуются $CH_{4\ (г)}$ и $H_2O_{(г)}$. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено 67,2 метана в пересчете на нормальные условия.
80. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования метана? Вычислите теплоту образования метана исходя из следующих термохимических уравнений:

$$H_{2\ (г)} + S\ O_{2\ (г)} = H_2O_{(ж)}; \qquad \Delta H = -285{,}84 \text{ кДж}.$$

$C_{(к)} + O_{2\ (г)} = CO_{2\ (г)}$; $\Delta H = -393{,}51$ кДж.

$CH_{4\ (г)} + 2O_{2(г)} = 2H_2O_{(ж)} + CO_{2\ (г)}$; $\Delta H = -890{,}31$ кДж.

81. Тепловой эффект реакции сгорания жидкого бензола с образованием паров воды и диоксида углерода равен –35,58 кДж. Составьте термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования $C_6H_{6\ (ж)}$.
82. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании 165 л (н.у.) ацетилена C_2H_2, если продуктами сгорания являются диоксид углерода и пары воды?
83. При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и оксид азота. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено 44,8 л NO в пересчете на нормальные условия?
84. При сгорании 11,5 г жидкого этилового спирта выделилось 308,71 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите теплоту образования $C_2H_5OH_{(ж)}$.
85. Вычислите тепловой эффект и напишите термохимическое уравнение реакции горения 1 моль этана $C_2H_{6\ (г)}$, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Сколько теплоты выделиться при сгорании 1 $м^3$ этана в пересчете на нормальные условия?
86. Реакция горения аммиака выражается термохимическим уравнением:

$4NH_{3(г)} + 3O_{2(г)} = 2N_{2(г)} + 6H_2O_{(ж)}$ $\Delta H = -1530{,}28$ кДж.

Вычислите теплоту образования $NH_{3\ (г)}$.
87. При сгорании 1 л ацетилена (н.у.) выделяется 56,053 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите теплоту образования $C_2H_{2\ (г)}$.
88. Вычислите ΔG^o_{298} для следующих реакций:

а) $2NaF_{(к)} + Cl_{2\ (г)} = 2NaCl_{(к)} + F_{2\ (г)}$

б) $PbO_{2\ (к)} + 2\ Zn_{(к)} = Pb_{(к)} + 2ZnO_{(к)}$.

Можно ли получить фтор по реакции (а) и восстановить PbO_2 цинком по ракции (б)?
89. При какой температуре наступит равновесие системы:

$4HCl_{(г)} + O_{2\ (г)} \rightarrow 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2\ (г)}$; $\Delta H = -114{,}42$кДж?

Хлор или кислород в этой системе является более сильным окислителем и при каких температурах?
90. Восстановление оксидом углерода идет по уравнению

$Fe_3O_{4\ (к)} + CO_{(г)} = 3FeO_{(к)} + CO_{2(г)}$.

Вычислите ΔG^o_{298} и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно ΔS^o_{298} в этом процессе?
91. Реакция горения ацетилена идет по уравнению

$C_2H_{2(г)} + 5/2O_{2\ (г)} \rightarrow 2CO_{2\ (г)} + H_2O_{(ж)}$.

Вычислите ΔG^o_{298} и ΔS^o_{298}. Объясните уменьшение энтропии в результате этой реакции.

92. Уменьшается или увеличивается энтропия при переходах: а) воды в пар; б) графита в алмаз? Почему? Вычислите ΔS^o_{298} для каждого превращения. Сделайте вывод о количественном изменении энтропии при фазовых и аллотропических превращениях.
93. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция:

$$H_{2(г)} + CO_{2(г)} = CO_{(г)} + H_2O_{(ж)}\ ; \qquad \Delta H = -2{,}85\ кДж?$$

Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ, определите ΔG^o_{298} этой реакции.
94. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе:

$$2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2NO_{2(г)}.$$

Ответ мотивируйте, вычислив ΔG^o_{298} прямой реакции
95. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите ΔG^o_{298} реакции, протекающей по уравнению

$$NH_{3\ (г)} + HCl_{(г)} \rightarrow NH_4Cl_{(к)}.$$

Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?
96. При какой температуре наступит равновесие системы:

$$CO_{(г)} + 2H_{2(г)} \rightarrow CH_3OH_{(ж)} \qquad \Delta H = -128{,}05 кДж?$$

97. При какой температуре наступит равновесие системы:

$$CH_{4(г)} + CO_{2\ (г)} = 2CO_{(г)} + 2H_{2\ (г)} \qquad \Delta H = 247{,}37 кДж?$$

98. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^o_{298} реакции, протекающей по уравнению

$$4NH_{3(г)} + 5O_{2\ (г)} = 4NO_{(г)} + 6H_2O_{(г)}.$$

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?
99. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^o_{298} реакции, протекающей по уравнению:

$$CO_{2(г)} + 4H_{2(г)} = CH_{4(г)} + 2H_2O_{(ж).}$$

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?
100. Вычислите ΔH^o; ΔS^o и ΔG^o реакции, протекающей по уравнению

$$Fe_2O_{3(к)} + 3H_{2(г)} = 2Fe_{(к)} + 3H_2O_{(г).}$$

Возможна ли реакция восстановления водородом при температурах 500 и 2000^o К?
101. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^o_{298} реакции, протекающей по уравнению

$$CO_{(г)} + 3H_{2(г)} = CH_{4(г)} + H_2O_{(г).}$$

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?
102. Вычислите ΔH^o, ΔS^o и ΔG^o реакции, протекающей по уравнению

$$TiO_{2(к)} + 2C_{(к)} = Ti_{(к)} + 2CO_{(г).}$$

Возможна ли реакция восстановления углеродом при температурах 1000 и 3000°К?

103. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^{o}_{298} реакции, протекающей по уравнению

$$C_2H_{4(г)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 2H_2O_{(ж)}.$$

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

104. Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления Fe_3O_4, протекающая по уравнению

$$Fe_3O_4(к) + CO(г) = 3FeO(к) + CO_2(г); \qquad \Delta H = 34{,}55 \text{ кДж}.$$

105. Вычислите, при какой температуре начнется диссоциация пентахлорида фосфора, протекающая по уравнению

$$PCl_{5(г)} = PCl_{3(г)} + Cl_{2\,(г)}; \qquad \Delta H = +\,92{,}59 \text{ кДж}.$$

VII Скорость химических реакций

Термин *скорость реакции*, означает скорость, с которой образуются или расходуются продукты реакции и исходные вещества.

- *Скорость реакции равна отношению изменения концентрации реагирующих веществ в единицу времени:*

$$V_р = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} \text{ [моль/л*с]}.$$

1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Для простой реакции мономолекулярной, бимолекулярной и тримолекулярной зависимость скорости реакции от концентраций реагирующих веществ выражается *законом действия масс:*

- *Скорость реакции пропорциональна произведению молярных концентраций всех реагентов, каждая из которых возведена в степень, равную соответствующему стехиометрическому коэффициенту.*

Таким образом, для простой реакции вида $aA + bB \rightarrow cC$ математическое выражение закона действия масс будет иметь вид:

$$V_р = k\,[A]^{а}\,[B]^{в},$$

где $V_р$ – скорость химической реакции, моль·л/ с;

[A], [B] – молярные концентрации реагирующих веществ А и В, моль/л;

а, в – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции;

k – константа скорости реакции, численно равна скорости реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных единице.

2. Зависимость скорости реакции от температуры

Зависимость скорости реакции от температуры выражается эмпирическим *правилом Вант-Гоффа:*

- *При повышении температуры на каждые 10^{o} скорость реакции увеличивается в 2 – 4 раза.*

Математическое выражение правила Вант-Гоффа имеет вид:

$$V_{T2} = V_{T1} \cdot \gamma^{\frac{T2-T1}{10}},$$

где V_1 – скорость реакции при температуре T_1;

V_2 – скорость реакции при температуре T_2;

γ – температурный коэффициент скорости, равный 2÷4, для различных реакций.

Задачи для самостоятельного решения

106. Найти значение константы скорости реакции A + B → AB, если при концентрациях веществ A и B, равных соответственно 0,05 и 0,01 моль/л, скорость реакции равна $5*10^{-5}$ моль/(л*мин).
107. Во сколько раз изменится скорость реакции 2A + B → A_2B, если концентрацию вещества A увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества B уменьшить в 2 раза?
108. Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества B_2 в системе $2A_2$(г.) + B_2(г.) = $2A_2B$(г.), чтобы при уменьшении концентрации вещества A в 4 раза скорость прямой реакции не изменилась?
109. В два сосуда одной и той же вместимости введены: в первый – 1 моль газа A и 2 моля газа B, во второй – 2 моля газа A и 1 моль газа B. Температура в обоих сосудах одинакова. Будет ли различаться скорость реакции между газами A и B в этих сосудах, если скорость реакции выражается:
    а) уравнением $\upsilon = k [A] [B]$;
    б) уравнением $\upsilon = k [A]^2 [B]$?
110. В системе CO + $C1_2$ = $COC1_2$ концентрацию увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора – от 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?
111. Как изменится скорость реакции 2NO(г.) + O_2(г.) → $2NO_2$(г.), если:
    а) увеличить давление в системе в 3 раза;
    б) уменьшить объем системы в 3 раза;
    в) повысить концентрацию NO в 3 раза?
112. Две реакции протекают при 25°C с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2,0, а второй – 2,5. Найти отношение скоростей этих реакций при 95°C.
113. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30 градусов скорость реакции возрастает в 15,6 раза?
114. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,3. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если повысить температуру на 25 градусов?
115. При 150°C некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2,5, рассчитать, через какое время закончится эта реакция, если проводить ее: а) при 200°C; б) при 80°C.

116. Как изменится скорость реакции $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза:
   а) уменьшится в 4 раза; б) уменьшится в 8 раз;
   в) возрастет в 4 раза; г) возрастет в 8 раз.
   Ответ обосновать.
117. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора:
   а) уменьшением энергии активации;
   б) увеличением средней кинетической энергии молекул;
   в) возрастанием числа столкновений;
   г) ростом числа активных молекул? Ответ обосновать.
118. Какое влияние оказывает перемешивание на скорость протекания гетерогенной химической реакции:
   а) во всех случаях увеличивает скорость реакции;
   б) в некоторых случаях увеличивает скорость реакции;
   в) не влияет на скорость реакции?
   Ответ обосновать.
119. Увеличение скорости реакции с повышением температуры, вызывается главным образом:
   а) увеличением средней кинетической энергии молекул;
   б) возрастанием числа активных молекул
   в) ростом числа столкновений? Ответ обосновать.
120. На сколько градусов нужно понизить температуру для уменьшения скорости реакции в 27 раз, если её температурный коэффициент равен 3?
121. Окисление серы и ее диоксида протекает по уравнениям:
   а) $S(к) + O_2 \rightarrow SO_2$ (к);
   б) $2SO_2$ (г) + $O_2 \rightarrow 2SO_3$(г).
   Как изменятся скорости этих реакций, если объемы каждой из систем уменьшить в четыре раза?
122. Реакция идет по уравнению $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$. Константа скорости этой реакции при некоторой температуре равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ: $[H_2]$ = 0,04 моль/л; $[I_2]$ = 0,05 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции.
123. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 80°С. Температурный коэффициент скорости реакции 3.
124. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры на 60°С, если температурный коэффициент скорости данной реакции равен 2?
125. Чему равен температурный коэффициент реакции, если при повышении температуры на 40 градусов её скорость увеличивается в 256 раз?

VIII Химическое равновесие

Обратимыми реакциями называют реакции, протекающие в двух направлениях. Пределом протекания обратимых процессов называют *состояние химического равновесия*.

Химическое равновесие – это состояние системы, при котором скорости прямого и обратного процессов равны.

Устанавливается при определенных внешних условиях (Р, Т, С реагирующих веществ).

При изменении внешних условиях происходит сдвиг химического равновесия (увеличение скорости прямой или обратной реакции).

Если увеличивается скорость прямой реакции, то говорят, что равновесие сместилось *вправо*, в сторону прямой реакции или в сторону образования продуктов реакции. В этом случае в системе больше продуктов реакции, чем исходных веществ

Если увеличивается скорость обратной реакции, то говорят, что равновесие сместилось *влево*, в сторону обратной реакции или в сторону образования исходных веществ. В этом случае в системе больше исходных веществ, чем продуктов реакции.

Состояние химического равновесия количественно характеризуется величиной константы равновесия, которая выводится из закона действия масс и для обратимой реакции вида: aA + bB ↔ cC + dD имеет выражение:

$$K_p = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}.$$

Константа равновесия зависит от природы реагирующих веществ и температуры и не зависит от концентрации реагирующих веществ.

Влияние различных факторов на состояние химического равновесия качественно описывается *принципом Ле-Шателье:*

Внешнее воздействие, нарушающее равновесие в равновесной системе, вызывает в ней изменения, направленные в сторону ослабления этого воздействия.

Согласно принципу Ле-Шателье:

- при увеличении концентрации исходных веществ или уменьшении концентрации продуктов реакции равновесие смещается в сторону прямого процесса (вправо);
- при увеличении концентрации продуктов реакции или уменьшении концентрации исходных веществ равновесие реакции смещается в сторону обратного процесса (влево);
- при повышении температуры равновесие всегда смещается в сторону *эндотермической реакции,* при понижении температуры – в сторону экзотермической реакции.
- изменение давления приводит к заметному нарушению равновесия лишь в тех случаях, когда в реакции участвуют газообразные вещества:

а) при увеличении внешнего давления равновесие смещается в сторону той реакции, которая сопровождается *уменьшением количества газообразных веществ* (т.е. уменьшением суммы молей газов);

б) при понижении давления – в сторону той реакции, которая сопровождается *увеличением количества газообразных веществ, (*т.е. уменьшением суммы молей газов).

Задачи для самостоятельного решения

126. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3.$$

Как изменится скорость прямой реакции – образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в три раза?

127. В состоянии равновесия в системе

$$N_2\ (г.) + 3H_2\ (г.) \leftrightarrow 2NH_3\ (г.); \qquad \Delta H° = -92{,}4\ кДж.$$

концентрации участвующих веществ равны: $[N_2] = 3$ моль/л; $[H_2] = 9$ моль/л; $[NH_3] = 4$ моль/л. Определить: а) исходные концентрации H_2 и N_2; б) в каком направлении сместится равновесие с ростом температуры? в) в каком направлении сместится равновесие, если уменьшить объем реакционного сосуда?

128. Константа равновесия реакции $FeO\ (к.) + CO\ (г.) \leftrightarrow Fe(к.) + CO_2(г.)$ при некоторой температуре равна 0,5. Найти равновесные концентрации CO и CO_2, если исходные концентрации этих веществ составляли: $[CO]_{исх} = 0{,}05$ моль/л, $[CO_2]_{исх} = 0{,}01$ моль/л.

129. Равновесие в системе $H_2(г.) + I\ (г.) \leftrightarrow 2HI(г.)$ установилось при следующих концентрациях: $[H_2] = 0{,}025$ моль/л; $[I_2] = 0{,}005$ моль/л; $[HI] = 0{,}09$ моль/л. Определить исходные концентрации йода и водорода.

130. При некоторой температуре равновесие в системе $2NO_2 \leftrightarrow 2NO + O_2$ установилось при следующих концентрациях: $[NO_2] = 0{,}006$ моль/л; $[NO] = 0{,}024$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходную концентрацию NO_2.

131. После смешивания газов A и B в системе $A(г.) + B(г.) \leftrightarrow C(г.) + D(г.)$ устанавливается равновесие при следующих концентрациях: $[B]_{рав} = 0{,}05$ моль/л; $[C]_{рав} = 0{,}02$ моль/л. Константа равновесия реакции равна $4*10^{-2}$.

Найти исходные концентрации веществ A и B.

132. В замкнутом сосуде протекает реакция $AB(г.) \leftrightarrow A(г.)+B(г.)$. Константа равновесия реакции равна 0,04, а равновесная концентрация вещества B составляет 0,02 моль/л. Найти начальную концентрацию вещества AB.

133. Система C (графит) + $CO_2\ (г.) \leftrightarrow 2CO(г.)$; $\Delta H° = 172{,}5$ кДж находится в состоянии равновесия. Указать:

а) как изменится содержание CO в равновесной смеси с повышением температуры при неизменном давлении;

б) с ростом общего давления при неизменной температуре;

в) изменится ли константа равновесия при повышении общего давления и неизменной температуре;

г) при увеличении температуры;

134. Как повлияет на равновесие следующих реакций повышение давления, повышение температуры?

а) $2CO\ (г.) + O_2\ (г.) \leftrightarrow 2CO_2\ (г.)$ $\Delta H° = – 566$ кДж

б) $N_2\ (г.) + O_2\ (г.) \leftrightarrow 2NO\ (г.)$ $\Delta H° = 180$ кДж

в) $2H_2\ (г.) + O_2\ (г.) \leftrightarrow 2H_2O\ (г.)$ $\Delta H° = – 483{,}6$ кДж

г) $CaCO_3\ (к.) \leftrightarrow CaO\ (к.) + CO_2\ (г.)$ $\Delta H° = 179$ кДж

135. Указать, какими изменениями концентраций реагирующих веществ можно сместить вправо равновесие реакции

$$CO_2(г.) + C(графит) \leftrightarrow 2CO(г.).$$

136. В каком направлении сместится равновесие реакции

$$A_2(г.) + B_2(г.) \leftrightarrow 2AB(г.),$$

если давление увеличить в 2 раза и одновременно повысить температуру на 10 градусов? Температурные коэффициенты скорости прямой и обратной реакций равны соответственно 2 и 3.

137. Если объем закрытого реакционного сосуда, в котором установилось равновесие $2SO_2\ (г.) + O_2\ (г.) \leftrightarrow 2SO_3\ (г.)$, уменьшить в 2 раза, то:

а) скорости прямой и обратной реакций останутся одинаковыми;

б) скорость прямой реакции станет в 2 раза больше скорости обратной реакции;

в) равновесие не сместится;

г) равновесие сместится вправо;

д) равновесие сместится влево? Ответ обосновать.

138. Какие воздействия на систему $4HC1(г.) + O_2(г.) \leftrightarrow 2C1_2(г.) + 2H_2O(г.)$ приведут к смещению равновесия влево:

а) увеличение концентрации O_2;

б) увеличение концентрации $C1_2$;

в) повышение давления;

г) возрастание объема реакционного сосуда? Ответ обосновать.

139. В каком направлении сместится равновесие в системе

$$4Fe\ (к.) + 3O_2\ (г.) \leftrightarrow 2Fe_2O_3\ (к.).$$

при увеличении давления:

а) в сторону прямой реакции;

б) в сторону обратной реакции;

в) не сместится? Ответ обосновать.

140. В гомогенной системе $CO + Cl_2 \rightarrow COCl_2$ равновесные концентрации реагирующих веществ: $[CO] = 0{,}2$ моль/л; $[Cl_2] = 0{,}3$ моль/л; $[COCl_2] = 1{,}2$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы.

141. В гомогенной системе $A + 2B \rightarrow C$ равновесные концентрации реагирующих, газов: $[A] = 0{,}06$ моль/л; $[B] = 0{,}12$ моль/л; $[C] = 0{,}216$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы.

142. Начальная концентрация N_2O = 6,0 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда разложится 50% N_2O.
143. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы

$$CO_2 + C \rightarrow 2CO.$$

Как изменится скорость прямой реакции – образования CO, если концентрацию CO_2 уменьшить в четыре раза? Как следует изменить давление, чтобы повысить выход CO?

144. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы

$$C + H_2O\ (г) \rightarrow CO + H_2$$

Как следует изменить концентрацию и давление, чтобы сместить равновесие в сторону обратной реакции – образования водяных паров?

145. Вычислите константу равновесия для гомогенной системы

$$CO\ (г) + H_2O\ (г) \rightarrow CO_2\ (г) + H_2\ (г)$$

если равновесные концентрации реагирующих веществ: $[CO]_р$ = 0,004 моль/л; $[H_2O]_р$ = 0,064 моль/л; $[CO_2]_р$ = 0,016моль/л; $[H_2]_р$ = 0,016 моль/л.

IX Способы количественного выражения состава раствора

Количества растворенного вещества и растворителя могут измеряться в разных единицах. В связи с этим существует несколько способов выражения состава раствора.

1. *Массовая доля растворенного вещества ($\omega_{\%}$)* показывает, какая масса растворенного вещества содержится в 100 г раствора. Выражается в процентах от массы раствора.

Чтобы рассчитать массовую долю растворенного вещества в растворе, необходимо разделить массу растворенного вещества на массу раствора и выразить это отношение в процентах:

$$\omega\%\ (вещества\ в\ растворе) = \frac{m\ вещ-ва}{m\ р-ра} \times 100\ \%,$$

где ω% вещества – массовая доля растворенного вещества в растворе, %;

$m_{р.\ вещ\text{-}ва}$ – масса растворенного вещества, г;

$m_{р\text{-}ра}$ – масса раствора, г;

2. *Молярная концентрация раствора (C_M)* показывает количество растворенного вещества (n) в моль, которое содержится в 1л раствора. Выражается в моль/л. Расчет можно произвести по формуле

$$C_M = \frac{n}{V},$$

где C_M – молярная концентрация раствора, моль/л;

n – количество вещества, моль;

V – объем раствора, л.

Если количество растворенного вещества (n) выразить формулой

$$n = \frac{m\ вещ-ва}{M\ вещ-ва}$$

и подставить в формулу C_M, то получим:

$$C_M = \frac{m\ вещ-ва}{M\ вещ-ва \times Vр-ра},$$

где C_M – молярная концентрация раствора, моль/л (М);

$m_{р.\ вещ-ва}$ – масса растворенного вещества, г;

$M_{р.\ вещ-ва}$ – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

$V_{р-ра}$ – объем раствора, л.

3. *Эквивалентная(нормальная) концентрация (C_H или $C_{экв.}$)* показывает число эквивалентов растворенного вещества в 1литре ($дм^3$) раствора. Выражается в моль/л. Расчет можно произвести по формуле

$$C_H = \frac{m\ вещ-ва}{Э\ вещ-ва \times V\ р-ра},$$

где C_H – нормальная или эквивалентная концентрация раствора, моль/л, (н)

$Э_{вещ-ва}$ – эквивалентная масса растворенного вещества, г/моль;

$V_{р-ра}$ – объем раствора в л ($дм^3$).

Эквивалентные массы сложных веществ рассчитываются по следующим формулам:

$$Э_{(кислоты)} = \frac{M\ (кислоты)}{основность\ кислоты},$$

где $Э_{(кислоты)}$ – эквивалентная масса кислоты, моль/л;

$M_{(кислоты)}$ – молярная масса кислоты, г/моль;

основность кислоты – число атомов водорода в молекуле кислоты;

$$Э_{(соли)} = \frac{M\ (соли)}{число\ атомов\ металла \times валентность\ металла},$$

где $Э_{(соли)}$ – эквивалентная масса соли, моль/л;

$M_{(соли)}$ – молярная масса соли, г/моль;

$$Э_{(основания)} = \frac{M\ (основания)}{кислотность\ основания},$$

где $Э_{(основания)}$ – эквивалентная масса основания, г/моль;

$M_{(основания)}$ – молярная масса соли, г/моль;

кислотность основания – число гидроксильных групп в молекуле основания;

4. *Титр* – показывает содержание растворенного вещества (в г) в 1 $см^3$ раствора. Выражается в г/$см^3$. Расчет можно произвести по формуле

$$T = \frac{C_H\ р-ра \times Э\ рвещ-ва}{1000},$$

где Т – титр раствора, г/$см^3$;

C_H – нормальная или эквивалентная концентрация раствора, моль/л (н.);

$Э_{р.\ в-ва}$ – эквивалентная масса растворенного вещества, г/моль.

Задачи для самостоятельного решения

146. Из 700 г 60%-ной серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна процентная концентрация оставшегося раствора?
147. Из 400 г 50%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 выпариванием удалили 100г воды. Чему равна массовая доля H_2SO_4 в оставшемся растворе?
148. Из 10 кг 20%-ного раствора при охлаждении выделилось 400 г соли. Чему равна процентная концентрация охлажденного раствора?
149. Найти массовую долю глюкозы в растворе, содержащем 280 г воды и 40 г глюкозы.
150. Сколько граммов Na_2SO_3 потребуется для приготовления 5 л 8%-ного (по массе) раствора (ρ = 1,075 г/мл)?
151. 1 мл 25%-ного (по массе) раствора содержит 0,458 г растворенного вещества. Какова плотность этого раствора?
152. Смешали 300 г 20%-ного раствора и 500 г 40%-ного раствора NaCl. Чему равна процентная концентрация полученного раствора?
153. Смешали 247 г 62%-ного и 145 г 18%-ного раствора серной кислоты. Какова процентная концентрация полученного раствора?
154. В какой массе воды надо растворить 67,2 л HC1 (объем измерен при нормальных условиях), чтобы получить 9%-ный (по массе) раствор HC1?
155. Смешали 10 $см^3$ 10%-ного раствора HNO_3 (ρ =1,056 г/$см^3$) и 100 $см^3$ 30%-ного раствора HNO_3(пл. 1,184 г/$см^3$). Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.
156. Определить массовую долю вещества в растворе, полученном смещением 300 г 25%-ного и 400 г 40%-ного (по массе) растворов этого вещества.
157. Из 400 г 20%-ного (по массе) раствора при охлаждении выделилось 50 г растворенного вещества. Чему равна массовая доля этого вещества в оставшемся растворе?
158. К 500 мл 32%-ной (по массе) HNO_3 (ρ = 1,20 г/мл) прибавили 1 л воды. Чему равна массовая доля HNO_3 в полученном растворе?
159. Найти массовую долю азотной кислоты в растворе, в 1 л которого содержится 224г HNO_3 (ρ = 1,12 г/мл)?
160. Плотность 26%-ного (по массе) раствора КОН равна 1,24 г/мл. Сколько молей КОН находится в 5 л раствора?
161. Вычислите молярную, эквивалентную концентрации 16%-ного раствора хлорида алюминия плотностью 1,149 г/$см^3$.
162. Найти массу $NaNO_3$, необходимую для приготовления 300 мл 0,2 М раствора.
163. Найти молярность 36,2%-ного (по массе) раствора HC1, плотность которого 1,18 г/мл.
164. Сколько миллилитров 0,5 М раствора H_2SO_4 можно приготовить из 15 мл 2,5 М раствора?
165. Сколько граммов Na_2CO_3 содержится в 500 мл 0,25 н. раствора?

166. Какой объем 0,1 М раствора H_3PO_4 можно приготовить из 75 мл 0,75 н. раствора?
167. Сколько миллилитров 96%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 (ρ = 1,84 г/мл) нужно взять для приготовления 1 л 0,25 н. раствора?
168. Вычислите молярную концентрацию 20%-ного раствора хлорида кальция плотностью 1,178 г/см^3.
169. Какой объем 10%-ной (по массе) серной кислоты (ρ = 1,07 г/мл) потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 16,0 г NaOH?
170. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 см^3 0,3 н раствора H_2SO_4 прибавить 125 см^3 0,2 н раствора КОН?

X Свойства разбавленных растворов неэлектролитов

В этой главе рассматриваются *коллигативные* свойства растворов, т.е. свойства, которые зависят от количества частиц растворенного вещества и не зависят от их природы.

1. Давление пара над раствором

Ф. Рауль установил закон: *давление насыщенного пара растворителя над раствором всегда меньше, чем над чистым растворителем,* т.е. $P < P_0$,

$$P_0 - P = P_0 \frac{n}{n+N},$$

где P – давление пара растворителя над раствором, Па;

P_0 – давление пара над чистым растворителем, Па;

$\Delta P = P_0 - P$ – понижение давления пара над раствором;

n – количество растворенного вещества в растворе, моль;

N – количество вещества растворителя в растворе, моль;

$\frac{n}{n+N}$ – мольная доля растворенного вещества в растворе.

2. Повышение температуры кипения

Температура кипения раствора T_2 выше температуры кипения чистого растворителя T_1, при этом, чем выше концентрация раствора, тем выше температура его кипения.

Повышение температуры кипения раствора, т.е. разность между температурами кипения раствора и чистого растворителя $(\Delta T_{кип}) = T_2 - T_1$.

Для разбавленных растворов повышение температуры кипения пропорционально концентрации раствора:

$$\Delta T_{кип} = E \cdot C_{m,},$$

где $\Delta T_{кип}$ – повышение температуры кипения раствора, К;

E – коэффициент пропорциональности, эбулиоскопическая постоянная, равна повышению температуры кипения при растворении 1 моль вещества в 1 кг растворителя, К·кг·моль$^{-1}$;

C_m – моляльная концентрация раствора, моль/г;

Измерение повышение температуры кипения часто используют для определения молярной массы вещества. Из формулы

$$\text{М(. } \textit{вещества}) = \frac{E \times m_{\textit{вещ–ва}} \times 1000}{\Delta T_{\textit{кип.}} \times L}.$$

Этот метод определения молярной массы называется *эбуллиоскопией.*

3. Понижение температуры замерзания

Растворы замерзают при более низкой температуре, чем чистый растворитель. При этом, чем выше концентрация растворенного вещества, тем ниже температура замерзания раствора.

Понижение температуры замерзания раствора:

$$\Delta T_{\text{зам.}} = T_1 - T_2,$$

где T_1 – температура замерзания растворителя;

T_2 – температура замерзания раствора.

Понижение температуры замерзания раствора пропорционально моляльности раствора:

$$\Delta T_{\text{зам}} = K \cdot C_m,$$

где $\Delta T_{\text{зам}}$ – понижение температуры замерзания раствора, К;

К – коэффициент пропорциональности, криоскопическая константа, равна понижению температуры замерзания при растворении 1 моль вещества в 1 кг растворителя, $К \cdot кг \cdot моль^{-1}$;

C_m – моляльная концентрация раствора, моль/г.

Измерение понижения температуры замерзания так же используют для определения молярной массы вещества. Из формулы

$$\text{М (вещества)} = \frac{K \times m_{\textit{р.вещ–ва}} \times 1000}{\Delta T_{\textit{зам.}} \times L} \text{ (г/моль).}$$

Этот метод определения молярной массы называется *криоскопией.*

4. Осмос и осмотическое давление

- *Осмос* – самопроизвольный переход растворителя в раствор, отделенный от него полупроницаемой мембраной.
- *Осмотическое давление* равно такому давлению, которое нужно приложить к раствору для предотвращения проникновения в него растворителя.

Величина осмотического давления рассчитывается по уравнению Вант-Гоффа:

$$P_{\text{осм}}(\pi) = C_{\text{м}} \cdot R \cdot T,$$

где $P_{\text{осм}}(\pi)$ – осмотическое давление, Па;

C_M – молярная концентрация растворенного вещества, моль/л;

R – газовая постоянная, равная 8,31 Дж· $К^{-1}$·$моль^{-1}$;

T – температура, К;

V – объем раствора, л.

Измерение осмотического давления так же используют для определения молярной массы вещества. Из формулы

$$\text{М (вещества)}=\frac{\nu \times R \times T}{P_{осм} \times V}\text{ (г/моль).}$$

Задачи для самостоятельного решения

171. Раствор, содержащий 0,512 г неэлектролита в 100 г бензола, кристаллизуется при 5,296°С. Температура кристаллизации бензола 5,5° С. Криоскопическая константа равна 5,1°. Вычислите мольную массу растворенного вещества.
172. Вычислите процентную концентрацию водного раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$, зная, что температура кристаллизации раствора – 0,93°С. Криоскопическая константа воды равна 1,86°.
173. Вычислите температуру кристаллизации раствора мочевины $(NH_2)_2CO$, содержащего 5 г мочевины в 150 г воды. Криоскопическая константа воды равна 1,86.
174. Раствор, содержащий 3,04 г камфары $C_{10}H_{16}O$ в 100 г бензола, кипит при 80,714°С. Температура кипения бензола 80,2°С. Вычислите эбуллиоскопическую константу бензола.
175. Вычислите процентную концентрацию водного раствора глицерина $C_3H_5(OH)_3$, зная, что этот раствор кипит при 100,39°С. Эбуллиоскопическая константа воды 0,52.
176. Вычислите мольную массу неэлектролита, зная, что раствор, содержащий 2,25 г этого вещества в 250 г воды, кристаллизуется при –0,279° С. Криоскопическая константа воды 1,86.
177. Вычислите температуру кипения 5%-ного раствора нафталина $C_{10}H_8$ в бензоле. Температура кипения бензола 80,2°С. Эбуллиоскопическая константа его 2,57.
178. Раствор, содержащий 25,65 г некоторого неэлектролита в 300 г воды, кристаллизуется при –0,465° С. Вычислите мольную массу растворенного вещества. Криоскопическая константа воды 1,86.
179. Вычислите криоскопическую константу уксусной кислоты, зная, что раствор, содержащий 4,25 г антрацена $C_{14}H_{10}$ в 100 г уксусной кислоты кристаллизуется при -15,718° С. Температура кристаллизации уксусной кислоты -16,65° С.
180. При растворении 4,86 г серы в 60 г бензола температура кипения его повысилась на 0,81°. Сколько атомов содержит молекула серы в этом растворе? Эбуллиоскопическая константа бензола 2,57.

181. Температура кристаллизации раствора, содержащего 66,3 г некоторого неэлектролита в 500 г воды равна – 0,558° С. Вычислите мольную массу растворенного вещества. Криоскопическая константа воды 1,86.
182. Какую массу анилина $C_6H_5NH_2$ следует растворить в 50 г этилового эфира, чтобы температура кипения раствора была выше температуры кипения этилового эфира на 0,53°? Эбуллиоскопическая константа этилового эфира 2,12.
183. Вычислите температуру кристаллизации 2%-ного раствора этилового спирта C_2H_5OH. Криоскопическая константа воды 1,86.
184. Сколько граммов мочевины $(NH_2)_2CO$ следует растворить в 75 г воды, чтобы температура кристаллизации понизилась на 0,465°? Криоскопическая константа воды 1,86.
185. Вычислите процентную концентрацию водного раствора глюкозы $C_6H_{12}O_6$, зная, что этот раствор кипит при 100,26° С. Эбуллиоскопическая константа воды 0,52.
186. Сколько граммов фенола C_6H_6OH следует растворить в 125 г бензола, чтобы температура кристаллизации раствора была ниже температуры кристаллизации бензола на 1,7°? Криоскопическая константа бензола 5,1.
187. Сколько граммов мочевины $(NH_2)_2CO$ следует растворить в 250 г воды, чтобы температура кипения повысилась на 0,26°? Эбуллиоскопическая константа воды 0,52.
188. При растворении 2,3 г некоторого неэлектролита в 125 г воды температура кристаллизации понижается на 0,372°. Вычислите мольную массу растворенного вещества. Криоскопическая константа воды 1,86.
189. Вычислите температуру кипения 15%-ного водного раствора пропилового спирта C_3H_7OH. Эбуллиоскопическая константа воды 0,52.
190. Вычислите процентную концентрацию водного раствора метанола CH_3OH, температура кристаллизации которого – 2,79°С. Криоскопическая константа воды 1,86.
191. Вычислить осмотическое давление раствора, содержащего 16 г сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 350 г H_2O при 293 К. Плотность раствора считать равной единице.
192. Сколько граммов глюкозы $C_6H_{12}O_6$ должно находится в 0,5 л раствора, чтобы его осмотическое давление (при той же температуре) было таким же, как раствора, в 1 л которого содержится 9,2 г глицерина $C_3H_5(OH)_3$?
193. К 100 мл 0,5 М водного раствора сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ добавлено 300 мл воды. Чему равно осмотическое давление полученного раствора при 25ºС?
194. При 25ºС осмотическое давление раствора, содержащего 2,80 г высокомолекулярного соединения в 200 мл раствора, равно 0,70 кПа. Найти молекулярную массу растворенного вещества.

195. Раствор, в 100 мл которого находится 2,30 г вещества, обладает при 298 K осмотическим давлением, равным 618,5 кПа. Определить молекулярную массу вещества.
196. Сколько молей неэлектролита должен содержать 1 л раствора, чтобы его осмотическое давление при 25ºС было равно 2,47 кПа?
197. В 1 мл раствора содержится 1018 молекул растворенного неэлектролита. Вычислить осмотическое давление раствора при 298K.
198. Найти при 65ºС давление пара над раствором, содержащим 13,68 г сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 90 г H_2O, если давление насыщенного пара над водой при той же температуре равно 25,0 кПа (187,5 мм рт. ст.).
199. Чему равно давление насыщенного пара над 10% раствором карбамида $CO(NH_2)_2$ при 100ºС?
200. При 315 K давление насыщенного пара над водой равно 8,2 кПа (61,5 мм рт. ст.). Насколько понизится давление пара при указанной температуре, если в 540 г воды растворить 36 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$?

XI Электролитическая диссоциация. Ионно-молекулярные уравнения обменных реакций в водных растворах электролитов

Причиной электролитической диссоциации является интенсивное взаимодействие растворенного вещества с молекулами растворителя (сольватация, гидратация). Именно гидратация ионов препятствует обратному соединению ионов в нейтральные молекулы.

1 Сильные и слабые электролиты

Сильные электролиты при растворении в воде полностью распадаются на ионы. В растворе сильного электролита много ионов, но мало молекул, поэтому раствор хорошо проводит электрический ток. К сильным электролитам, если растворителем является вода, относятся:

- все соли;
- кислоты – HCl; HBr; HI;$HClO_4$; H_2SO_4; HNO_3;
- основания – LiOH; NaOH; KOH; RbOH; CsOH; $Ca(OH)_2$; $Sr(OH)_2$; $Ba(OH)_2$.

Остальные кислоты и основания относят к слабым электролитам. В растворах этих соединений присутствует много нераспавшихся молекул и совсем мало ионов.

- *Силу электролита характеризует степень диссоциации (α) и константа диссоциации ($к_д$).*

2 Диссоциация кислот, оснований и солей

Сильные электролиты диссоциируют полностью, слабые – ступенчато.

- *Кислоты – электролиты, диссоциирующие с образованием катионов H^+:*

$$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-.$$

Многоосновные слабые кислоты диссоциируют ступенчато:

I ступень $H_3PO_4 \rightarrow H^+ + H_2PO_4^-$

II ступень $H_2PO_4^- \rightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$

III ступень $H_2PO_4^{2-} \rightarrow H^+ + PO_4^{3-}$

- *Основания – электролиты, диссоциирующие с образованием гидроксид-ионов OH^-:*

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^- .$$

Многокислотные слабые основания диссоциируют ступенчато:

I ступень: $Fe(OH)_2 \leftrightarrow FeOH^+ + OH^-$

II ступень: $FeOH^+ \leftrightarrow Fe^{2+} + OH^-$

Вначале отщепляется один гидроксид-ион, а последующие ионы OH^- только в сильно разбавленных растворах.

3 Обменные реакции в водных растворах электролитов

Реакции протекают необратимо в случае образования:

- малорастворимого вещества;
- летучего вещества;
- слабого электролита.

При взаимодействии ионов в растворе электролита соединяются только противоположно заряженные ионы. *Если при этом образуется новое вещество в виде осадка, газа, слабого электролита или комплексного иона, то такие реакции можно считать необратимыми, т.е. практически идущими «до конца».* Такие реакции называют *ионными* и записывать их следует *ионно-молекулярными уравнениями.*

Ионно-молекулярные уравнения показывают сущность реакций в растворах электролитов.

Правила составления таких реакций состоит в следующем: *осадок, газ и малодиссоциируемые соединения всегда записывают в молекулярной форме, а сильные электролиты – в виде ионов.*

Пример.

- *Реакции, протекающие с образованием осадков:*

Полное молекулярное уравнение реакции между хлоридом бария и сульфатом натрия:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2\ NaCl.$$

Полное ионное уравнение показывает все ионы, входящие в состав реагентов:

$$Ba^{+2} + \underline{2Cl^-} + \underline{2Na^+} + SO_4^{-2} \rightarrow BaSO_4\downarrow + \underline{2Na^+} + \underline{2Cl^-}.$$

Сокращенное ионное уравнение показывает только взаимодействующие ионы:

$$Ba^{+2} + SO_4^{-2} \rightarrow BaSO_4\downarrow$$

- *Реакции, протекающие с образованием газа:*

а) $FeS + 2\ HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S\uparrow$, или в ионной форме:

$FeS + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2S\uparrow$

б) $CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2\uparrow$, или в ионной форме:

$CaCO_3 + 2\ H^+ \rightarrow Ca^{2+} + H_2O + CO_2\uparrow$

• *Реакции, протекающие с образованием слабых электролитов*

К слабым электролитам относятся вещества со степенью диссоциации меньше 2%, например, вода, слабые кислоты, труднорастворимые осадки, соли и др.

Пример.

$Ca(HCO_3) + 2\ HBr \rightarrow CaBr_2 + 2\ H_2O + 2\ CO_2\uparrow$, или в ионном виде:

$$HCO_3^- + H^+ \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$$

Задачи для самостоятельного решения

201. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
   а) $NaHCO_3$ и $NaOH$ б) K_2SiO_3 и HCl в) $BaCl_2$ и Na_2SO_4
   г) K_2S и HCl д) $FeSO_4$ и $(NH_2)_2S$ е) $Cr(OH)_3$ и KOH
   ж) $KHCO_3$ и H_2SO_4 з) $Zn(OH)_2$ и $NaOH$ и) $CaCl_2$ и $AgNO_3$
   к) $CuSO_4$ и H_2S л) $BaCO_3$ и HNO_3 м) $FeCl_3$ и KOH
   н) $Sn(OH)_2$и HCl о) $BeSO_4$ и KOH п) NH_4Cl и $Ba(OH)_2$
202. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций в растворах между:
   а) $AgNO_3$ и K_2CrO_4 б) $Pb(NO_3)_2$ и KI в) $CdSO_4$ и Na_2S
   г) $Be(OH)_2$ и $NaOH$ д) $Cu(OH)_2$ и HNO_3 е) $ZnOHNO_3$ и HNO_3
   ж) Na_3PO_4 и $CaCl_2$ з) K_2CO_3 и $BaCl_2$ и) $Zn(OH)_2$ и KOH.
   к) $Fe(OH)_3$ и H_2SO_4
203. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
   а) CdS и HCl б) $Cr(OH)_3$ и $NaOH$ в) $Ba(OH)_2$ и $CoCl_2$
204. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
   а) H_2SO_4 и $Ba(OH)_2$ б) $FeCl_2$ и NH_4OH в) CH_3COONa и HCl
   г) $FeCl_3$ и KOH д) $NiSO_4$ и $(NH_4)_2S$ е) $MgCO_3$ и HNO_3
205. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:
   а) $Be(OH)_2 + 2\ OH^- = BeO_2^- + 2H_2O$ и) $CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$
   б) $Ba^{2-} + SO_4^{2-} = BaSO_4$ к) $Ag^+ + Cl^- = AgCl$
   в) $Zn^{2+} + H_2S = ZnS + 2H^+$ л) $HCO_3 + H^+ = H_2O + CO_2$
   г) $Mg^{2+} + CO_3^{2-} = MgCO_3$ м)$CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2$
   д) $Al(OH)_3 + OH^- = AlO_2 + 2H_2O$ н) $Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2$
   е) $H^+ + OH^- = H_2O$. о) $Cu^{2+} + S^{2-} = CuS$
   ж) $SiO_3^{2-} + 2H^+ = H_2SiO_3$ п) $CaCO_3 + 2\ H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2$
   з) $Al(OH)_3 + OH^- = AlO_2 + 2H_2O$ р) $Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2$

XII Водородный показатель pH

В чистой воде и во многих водных растворах если:

- $C_{H^+} = C_{OH^-} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ моль/л, растворы называют *нейтральными;*
- $C_{H^+} > C_{OH^-}$, т.е. $C_{H^+} > 10^{-7}$ моль/л, а $C_{OH^-} < 10^{-7}$моль/л , говорят, что *реакция среды кислая*.
- $C_{H^+} < C_{OH^-}$, т.е. $C_{H^+} < 10^{-7}$моль/л, а $C_{OH^-} > 10^{-7}$моль/л , говорят, что *реакция среды щелочная*.

Для количественной характеристики реакции среды растворов введены величины *водородного показателя pH* и *гидроксильного показателя pOH :*

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

$$pOH = -\lg C_{OH^-}$$

$$pH + pOH = 14$$

В нейтральных растворах pH = pOH = 7.

В кислых растворах pH < 7, а pOH > 7.

В щелочных растворах pH>7, а pOH < 7.

XIII Гидролиз солей

Гидролиз соли – это реакция обмена ионов соли с молекулами воды, в результате которой образуется слабый электролит.

При растворении солей в воде происходит процесс диссоциации. Во многих случаях образующиеся катионы и анионы *взаимодействуют с водой с образованием кислот, оснований и других солей*. Такое *химическое взаимодействие солей с водой и называется гидролизом.*

При гидролизе смещается равновесие диссоциации воды вследствие связывания одного из её ионов в слабый электролит соли.

В результате гидролиза реакция среды в растворе может изменяться. Так как при связывании ионов H^+ в растворе накапливаются ионы OH^-, реакция среды будет щелочная (pH >7), а при связывании ионов OH^- накапливаются ионы H^+ – среда кислая (pH<7).

Характер процесса гидролиза зависит от природы кислоты и основания из которых образована соль.

Разберём различные случаи гидролиза, пользуясь понятиями «слабый» и «сильный» электролит.

1. *Соль образована сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз протекает по аниону).* Примеры солей: KF; NaClO; Na_2SO_3; K_3PO_4 ; CH_3COOK.

а) Гидролиз соли CH_3COOK :

Ионы соли CH_3COO^- и K^+ взаимодействуют с ионами H^+ и OH^- из воды. При этом ацетат-ионы (CH_3COO^-) связываются с ионами водорода (H^+) в молекулы слабого электролита – уксусной кислоты (CH_3COOH), а ионы OH^- накапливаются в растворе, сообщая ему щелочную реакцию, так как ионы K^+ не могут связать ионы OH^- (KOH является сильным электролитом).

Уравнение гидролиза соли CH_3COOK в молекулярной форме будет иметь следующий вид:

$$CH_3COOK + H_2O \rightarrow KOH + CH_3COOH$$

в полной ионной форме:

$$K^+ + CH_3COO^- + HOH \rightarrow K^+ + OH^- + CH_3COOH;$$

в сокращённой ионной форме:

$$CH_3COO^- + HOH \rightarrow OH^- + CH_3COOH;$$

б) Гидролиз соли Na_2S:

Гидролиз соли Na_2S протекает ступенчато. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой. В этом случае анион соли S^{2-} связывает ионы H^+ воды и в растворе накапливаются ионы OH^-, тогда уравнение в ионной форме по первой ступени примет вид:

$$S^{2-} + HOH \rightarrow HS^- + OH^- \qquad \text{(среда щелочная, pH > 7).}$$

При написании молекулярного уравнения получаем:

$$Na_2S + H_2O \rightarrow NaHS + NaOH;$$

вторая ступень (гидролиз соли NaHS) в сокращённой ионной форме:

$$HS^- + HOH \rightarrow H_2S + OH^-;$$

в молекулярной форме:

$$NaHS + H_2O \rightarrow NaOH + H_2S.$$

Вторая степень гидролиза практически не проходит при обычных условиях, так как, накапливаясь, ионы OH^- сообщают раствору сильнощелочную реакцию, что приводит к реакции нейтрализации и сдвигу равновесия влево.

• *Таким образом, соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой гидролизуются по аниону и дают щелочную реакцию среды (pH>7).*

2. *Соль образованна слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз протекает по катиону).* Примеры солей: NH_4Cl; $Zn(NO_3)_2$

а) Гидролиз соли NH_4Cl :

Отбросим ион Cl^-, так как он с катионом H^+ воды даёт сильный электролит, тогда в сокращённой ионной форме уравнение гидролиза примет следующий вид:

$$NH_4^+ + HOH \rightarrow NH_4OH + H^+;$$

в молекулярной форме:

$$NH_4Cl + HOH \rightarrow NH_4OH + HCl.$$

Ионы OH^- связываются в слабый электролит, а ионы H^+ накапливаются в растворе, среда кислая (pH < 7).

б) Гидролиз соли $Zn(NO_3)_2$ протекает ступенчато.

Отбросим ион NO_3^- сильного электролита, тогда первая ступень гидролиза в сокращённой форме примет вид:

$$Zn^{2+} + HOH \rightarrow ZnOH^+ + H^+.$$

Ионы OH^- связаны, а ионы H^+ накапливаются. Среда раствора кислая (pH<7).

При написании уравнения гидролиза в молекулярной форме прибавляем тот ион, который отбросили вначале т.е. NO_3^-:

$$Zn(NO_3)_2 + H_2O \rightarrow ZnOHNO_3 + HNO_3.$$

Вторая ступень гидролиза в сокращённой ионной форме будет иметь вид:

$$ZnOH^+ + HOH \rightarrow Zn(OH)_2 + H^+;$$

в молекулярной форме:

$$ZnOHNO_3 + H_2O \rightarrow Zn(OH)_2 + HNO_3.$$

Вторая ступень гидролиза практически не происходит при обычных условиях, так как в результате накопления ионов H^+ создаётся сильнокислая среда и гидроксид цинка растворяется.

- Таким образом, соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой гидролизуются по катиону и дают кислую реакцию среды (pH<7).

3. *Соль образована слабым основанием и слабой кислотой (гидролиз протекает по катиону и аниону).* Примеры солей: CH_3COONH_4; $Fe(CN)_3$; Al_2S_3.

а) Запишем уравнение в ионной форме:

$$NH_4^+ + CH_3COO^- + HOH \rightarrow NH_4OH + CH_3COOH.$$

Образуется слабое основание и слабая кислота, степень диссоциации которых приблизительно одинаково, поэтому при наличии гидролиза среда будет приблизительно нейтральная (pH ~7).

б) Гидролиз соли Al_2S_3 протекает плотно и необратимо, так как в результате реакции продукты реакции выделяются из её среды виде осадка и газа:

$$Al_2S_3 + 6H_2O \rightarrow 3H_2S\uparrow + 2Al(OH)_3\downarrow$$

$$2\,Al^{3+} + 3\,S^{2-} + 6\,HOH \rightarrow 3\,H_2S\uparrow + 2\,Al(OH)_3\downarrow$$

- *Таким образом, соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой гидролизуются по катиону и аниону и дают реакцию среды, близкую к нейтральной (pH ~7).*

4. *Соль образована сильным основанием и сильной кислотой (гидролизу не подвергается)*

При растворении в воде нитрата калия в присутствии индикатора окраска лакмуса не изменяется. Уравнение реакции в молекулярной и ионной формах имеет вид:

$$KNO_3 + H_2O \rightarrow KOH + HNO_3;$$

$$K^+ + NO_3^- + HOH \rightarrow K^+ + OH^- + H^+ + NO_3^-.$$

Среда раствора – нейтральная (pH ~7).

- *Таким образом, соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой гидролизу не подвергаются и дают нейтральную реакцию среды (pH = 7).*

Разбавление и нагревание растворов усиливает гидролиз. Например, гидролиз $Fe(CH_3COO)_3$ на холоде протекает с образованием $FeOH(CH_3COO)_2$, а при кипячении получается осадок $Fe(OH)_2CH_3COO\downarrow$ и даже $Fe(OH)_3\downarrow$.

Задачи для самостоятельного решения

206. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов K_2S и $CrCl_3$. Каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты.
207. Какие из солей $Al_2(SO4)_3$;K_2S; $Pb(NO_3)_2$; KCl подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (>7<) имеют растворы этих солей?
208. Какое значение pH (>7<) имеют растворы солей Na_2S; $AlCl_3$; $NiSO_4$? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей.
209. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: $Pb(NO_3)_2$; Na_2CO_3 ; $Fe_2(SO_4)_3$.
210. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: CH_3COOK; $ZnSO_4$, $Al(NO_3)_3$. Какое значение pH (>7<) имеют растворы этих солей?
211. Какое значение pH (>7<) имеют растворы солей Na_3PO_4; K_2S; $CuSO_4$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.
212. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей $CuCl_2$; Cs_2CO_3; $Cr(NO_3)_3$. Какое значение pH (>7<) имеют растворы этих солей?
213. Какие из солей RbCl; $Cr_2(SO_4)_3$; $Ni(NO_3)_2$; Na_2SO_3 подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (>7<) имеют растворы этих солей?
214. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или Na_2SO_3; $FeCl_3$ или $FeCl_2$? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.
215. Какие из солей NaBr; Na_2S; K_2CO_3; $CoCl_2$ подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (>7<) имеют растворы этих солей?
216. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнение гидролиза соли, раствор которой имеет: а) щелочную реакцию; в) кислую реакцию.
217. Какое значение pH (>7<) имеют растворы следующих солей: K_3PO_4; $Pb(NO_3)_2$; Na_2S? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.
218. Какие из солей K_2CO_3; $FeCl_3$; K_2SO_4; $ZnCl_2$ подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (>7<) имеют растворы этих солей?

219. Раствор NaH_2PO_4 имеет слабокислую, а раствор, Na_3PO_4 сильнощелочную реакцию. Объяснить эти факты и мотивировать их соответствующими ионно-молекулярными уравнениями.

220. Какие из перечисленных ниже солей, подвергаясь частичному гидролизу, образуют основные соли а) $Cr_2(SO_4)_3$ б) Na_2CO_3 в) $AgNO_3$ г) A1Cl?

XIV Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительными называют реакции, при протекании которых происходит переход электронов от одних атомов, молекул, ионов к другим с изменением их *степени окисления*.

Процесс потери атомом, молекулой, ионом электронов называется *окислением*, а процесс присоединения электронов – *восстановлением.*

Атом, отдающий электроны, *окисляется*, а сам является *восстановителем*.

Атом, присоединяющий электроны, *восстанавливается*, а сам является *окислителем.*

Часто окислителем и восстановителем называют не только соответствующие атомы, но и в целом молекулы, в состав которых они входят. Об окислении и восстановлении атомов судят по изменению их степени окисления. Если степень окисления атомов, молекул или ионов увеличивается, то происходит процесс окисления ($-e^-$), а если уменьшается, то происходит процесс восстановления ($+e^-$).

•*Степенью окисления* атома называется тот условный заряд, который он приобретает вследствие отдачи или присоединения электронов.

Степень окисления атомов простых веществ равна нулю:

Na^0; S^0; Cu^0; $Cl_2{}^0$; $H_2{}^0$; $O_2{}^0$ и др.

В молекулах сложных веществ:

- атомы щелочных металлов (Na, K и др.) имеют степень окисления +1, металлов II группы (кроме ртути)- + 2, алюминия (Al) – +3;
- атомы водорода (H) обычно имеют степень окисления +1, исключение в гидридах металлов (CaH_2 и др.) степень окисления атомов водорода равна –1;
- атомы кислорода (O) в большинстве случаев имеет степень окисления -2, исключения: в перекисях (H_2O_2, Na_2O_2) степень окисления атомов водорода равна –1, во фториде кислорода OF_2 -+2;
- атомы элементов IV и VIII групп периодической системы Д.И. Менделеева имеют несколько различных значений степеней окисления, от *высшей* - положительной, соответствующей номеру группы, до *низшей* – отрицательной, равной номеру группы минус 8.

Степень окисления атомов в молекулах, способных диссоциировать на простые ионы, равна заряду этих ионов.

Например: $Na^{+1}Cl^{-1}$; $Cu^{+2}Cl_2{}^{-1}$; $K^{+1;}S^{-2}$ и др.

На практике степень окисления большинства атомов обычно определяют по известным степеням окисления других атомов. При этом руководствуются следующим правилом:

- *алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю, т.е. число положительные и отрицательных зарядов в молекуле одинаково*.

Задачи для самостоятельного решения

221. Определить степень окисления серы в следующих соединениях: SO_2; H_2S; Na_2SO_3; CS_2; H_2SO_4; As_2S_3.
222. Определить степень окисления хрома в следующих соединениях: K_2CrO_4; Cr_2O_3; $Fe(CrO_2)_2$; $K_2Cr_2O_7$; $Cr_2(SO_4)_3$; $Na_3[Cr(OH)_6]$.
223. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих реакциях?
    а) $As^{3-} \rightarrow As^{5+}$; г) $Mn^{6+} \rightarrow Mn^{2+}$;
    б) $N^{3+} \rightarrow N^{3-}$; д) $N^{3-} \rightarrow N^{5+}$
    в) $S^{2-} \rightarrow S$ е) $Cl^{5+} \rightarrow Cl^{-}$;
224. Указать, какие из приведенных процессов представляют собой окисление, и какие – восстановление:
    а) $S \rightarrow SO_4^{2-}$ е) $Br_2 \rightarrow 2Br^-$ л) $IO_3^- \rightarrow I_2$
    б) $S \rightarrow S^{2-}$ ж) $Sn \rightarrow Sn^{4+}$ м) $MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{2-}$
    в) $K \rightarrow K^+$ з) $2H^+ \rightarrow H_2$ н) $Cl^- \rightarrow ClO_3^-$
    г) $H_2 \rightarrow 2\,H^+$ и) $V^{2+} \rightarrow VO_3^-$ о) $NO_2 \rightarrow NO_2^-$
    д) $NH_4 \rightarrow N_2$ к) $NO_3^- \rightarrow NO$ п) $NO_2 \rightarrow NO_3^-$
225. Указать, какие из перечисленных реакций относятся к окислительно-восстановительным:
    а) $Cr_2(SO_4)_3 + 6RbOH = 2Cr(OH)_3 + 3Rb_2SO_4$
    б) $2Rb + 2H_2O = 2RbOH + H_2$
    в) $2CuI_2 = 2CuI + I_2$
    г) $NH_4C1 + NaOH = NaCI + NH_3 + H_2O$
    д) $2K_4\,[Fe(CN)_6] + Br_2 = 2K_3[Fe(CN)_s] + 2KBr$
226. Для следующих реакций указать, какие вещества и за счет каких именно элементов играют роль окислителей и какие – восстановителей:
    а) $SO_2 + Br_2 + 2H_2O = 2HBr + H_2SO_4$
    б) $Mg + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2$
    в) $Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$
    г) $3I_2 + 6KOH = KIO_3 + 5KI + 3H_2O$
227. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами:
    а) NH_3 и $KMnO_4$ б) HNO_2 и HI в) HCl и H_2Se? Почему?
228. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами:
    а) PH_3 и HBr б) $K_2Cr_2O_7$ и H_3PO_3 в) HNO_3 и H_2S? Почему?

229. Исходя из степени окисления фосфора в соединениях PH_3, H_3PO_4, H_3PO_3, определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем, и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему?

230. Реакции выражаются схемами. Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, а какое – восстанавливается.

а) $P + HIO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HI$

$H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$

в) $Br_2 + KBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + K_2SO_4 + H_2O$

$PbS + HNO_3 \rightarrow S + Pb(NO_3)_2 + NO + H_2O$

в) $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HO$

$KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$

г) $NaCrO_2 + PbO_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + Na_2PbO_2 + H_2O$

$H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HI$

д) $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

$Cu_2O + HNO_3 \rightarrow Си(NO_3)_2 + NO + H_2O$

е) $HNO_3 + Ca \rightarrow NH_4NO_3 + Ca(NO_3)_2 + H_2O$

$K_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$

ж) $KClO_3 + Na_2SO_3 \rightarrow KCl + Na_2SO_4 + H_2O$

$KMnO_4 + HBr \rightarrow Br_2 + KBr + MnBr_2 + H_2O$

з) $H_3AsO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

$NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$

и) $FeS + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_2 + S + NO + H_2O$

$HNO + Zn \rightarrow N_2O + Zn(NO_3)_2 + H_2O$

к) $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$

$K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow Cl_2 + CrCl_3 + KCl + H_2O$

л) $Au + HNO_3 + HCl \rightarrow AuCl_3 + NO + H_2O$

$Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + MnO_2 + KOH$

м) $KMnO_4 + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + KNO_3 + K_2SO_4 + H_2O$

$HCl + CrO_3 \rightarrow Cl_2 + CrCl_3 + H_2O$

н) $MnSO_4 + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + PbSO_4 + H_2O$

$PbS + HNO_3 \rightarrow S + Pb(NO_3)_2 + NO + H_2O$

XV Электрохимические процессы

Чтобы понять природу электрохимических процессов, обратимся к рассмотрению нескольких достаточно простых ситуаций. Представим себе металлическую пластинку, погруженную в воду. Под действием полярных молекул воды ионы металла отрываются от поверхности пластинки и гидратированными переходят в жидкую фазу. Последняя при этом заряжается положительно, а на металлической пластинке появляется избыток электронов.

Чем дальше протекает процесс, тем больше становится заряд, как пластинки, так и жидкой фазы.

Благодаря электростатическому притяжению катионов раствора и избыточных электронов металла на границе раздела фаз возникает так называемый двойной электрический слой, который тормозит дальнейший переход ионов металла в жидкую фазу. Наконец, наступает момент, когда между раствором и металлической пластинкой устанавливается равновесие, которое можно выразить уравнением:

$$Me^0 - ne^- \leftrightarrow Me^{n+}$$

или с учетом гидратации ионов в растворе:

$$Me^0 - ne^- + mH_2O \leftrightarrow Me^{n+} \cdot mH_2O.$$

Состояние этого равновесия зависит от природы металла, концентрации его ионов в растворе, от температуры и давления.

При погружении металла не в воду, а в раствор соли этого металла равновесие, в соответствии с принципом Ле-Шателье, смещается влево и тем больше, чем выше концентрация ионов металла в растворе. Активные металлы, ионы которых обладают хорошей способностью переходить в раствор, будут в этом случае заряжаться отрицательно, хотя в меньшей степени, чем в чистой воде.

Равновесие можно сместить вправо, если тем или иным способом удалять электроны из металла. Это приведет к растворению металлической пластинки. Наоборот, если к металлической пластинке подводить электроны извне, то на ней будет происходить осаждение ионов из раствора. При погружении металла в раствор на границе раздела фаз образуется двойной электрический слой.

Разность потенциалов, возникающую между металлом и окружающей его жидкой фазой, называют электродным потенциалом.

Этот потенциал является характеристикой окислительно-восстановительной способности металла в виде твердой фазы.

Абсолютное значение электродного потенциала нельзя измерить непосредственно. Вместе с тем не представляет труда измерение разности электродных потенциалов, которая возникает в системе, состоящей из двух пар металл–раствор. Такие пары называют полуэлементами. Условились определять электродные потенциалы металлов по отношению к так называемому стандартному водородному электроду, потенциал которого произвольно принят за ноль.

Стандартный водородный электрод состоит из специально приготовленной платиновой пластинки, погруженной в раствор кислоты с концентрацией ионов водорода 1 моль/л и омываемой струёй газообразного водорода под давлением 10^5 Па, при температуре 25 °С.

Ряд стандартных электродных потенциалов

Если пластинку металла, погруженную в раствор его соли с концентрацией ионов металла, равной 1 моль/л, соединить со стандартным водородным электродом, то получится *гальванический элемент*. Электродвижущая сила

этого элемента (ЭДС), измеренная при 25 °С, и характеризует стандартный электродный потенциал металла, обозначаемый обычно как Е° или φ°.

Стандартные потенциалы электродов, выступающих как восстановители по отношению к водороду, имеют знак “–”, а знак “+” имеют стандартные потенциалы электродов, являющихся окислителями.

Металлы, расположенные в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов, образуют так называемый электрохимический ряд напряжений металлов:

Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, *H*, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au.

Значение стандартного электродного потенциала водородного электрода, являющегося электродом сравнения и соответствующего процессу: $2H^+ + 2e = H_2$, принято равным нулю.

Ряд напряжений характеризует химические свойства металлов:

1. Чем более отрицателен электродный потенциал металла, тем больше его восстановительная способность.
2. Каждый металл способен вытеснять (восстанавливать) из растворов солей те металлы, которые стоят в электрохимическом ряду напряжений металлов после него.
3. Все металлы, имеющие отрицательный стандартный электродный потенциал, т. е. находящиеся в электрохимическом ряду напряжений металлов левее водорода, способны вытеснять его из растворов кислот.

Если электрод из инертного металла (например, платиновый) помещен в раствор, содержащий одновременно окисленную и восстановленную форму одного или нескольких веществ, на платиновом электроде возникает потенциал, который называют *окислительно-восстановительным* (ОВ) или *редокс-потенциалом*. Этот потенциал возникает за счет того, что в результате ОВ-реакции, протекающей в приэлектродном пространстве, электроны от восстановленной формы адсорбированных катионов частично переходят к металлу, и на электроде со временем устанавливается равновесие

$$Ox^{n+} + n^{e-} \Leftrightarrow Red.$$

Механизм возникновения редокс-потенциала удобно рассмотреть на примере системы, состоящей из платинового электрода и растворов, содержащих ионы железа в различных степенях окисления (Fe^{2+} и Fe^{3+}). При погружении платины в раствор, содержащий избыток окисленной формы, когда $C(Fe^{3+}) >> C(Fe^{2+})$, поверхность электрода заряжается положительно. При избытке восстановленной формы, когда $C(Fe^{3+}) << C(Fe^{2+})$, поверхность платины заряжается отрицательно, т.к. на ионы Fe^{3+} с определенной скоростью переходят электроны от платины, на которую, в свою очередь, переносятся электроны от ионов Fe^{2+}. Скорость перехода электронов из платины в раствор к ионам Fe^{3+}постепенно уменьшается по мере роста положительного заряда поверхности платины, а скорость перехода электронов в обратном

направлении возрастает. И наоборот, скорость переноса электронов из раствора от ионов Fe^{2+} к металлу постепенно уменьшается по мере роста отрицательного заряда поверхности платины, а скорость перехода электронов в обратном направлении возрастает. В результате со временем устанавливается равновесие, которое характеризуется равенством скоростей прямого и обратного процессов.

Передача электронов с одного иона на другой через инертный металл приводит к появлению электрического заряда на поверхности электрода и образованию двойного электрического слоя.

Величина электродного ОВ-потенциала E_r определяется соотношением концентраций окисленной C_{Ox} и восстановленной C_{Red} форм вещества

$$E(Ox/Red) = E°(Ox/Red) + \frac{RT}{nF}\ln\frac{a(Ox)}{a(Red)},$$

где

E(Ox/Red) – искомый потенциал окислительно-восстановительной системы (в вольтах);

E°(Ox/Red) – ее стандартный потенциал;

R – универсальная газовая постоянная (8,324 Дж/моль·К);

T – абсолютная температура;

F – постоянноя Фарадея (96485 Кл/моль);

n – количество электронов передаваемых от окисленной формы к восстановленной;

a(Ox) и *a(Red)* – активности окисленной и восстановленной формы соответственно.

В случае разбавленных растворов (ионная сила растворов близка к нулю) вместо активностей можно использовать их молярные концентрации:

$$E(Ox/Red) = E°(Ox/Red) + \frac{RT}{nF}\cdot\ln\frac{[Ox]}{[Red]}.$$

При температуре T = 298° К, подставляя численные значения R и F, используя десятичный логарифм вместо натурального (ln(a) = 2,3·lg(a)) получаем:

$$E(Ox/Red) = E°(Ox/Red) + \frac{0{,}059}{n}\cdot\ln\frac{[Ox]}{[Red]}.$$

Для системы металл/раствор соли данного металла с учетом того, что активность гетерофазы [Red] величина постоянная и равна единице, уравнение принимает вид:

$$E(Me^{n+}/Me) = E°(Me^{n+}/Me) + \frac{0{,}059}{n}\cdot\ln[Me^{n+}].$$

Если в уравнение полуреакции входит протон или гидроксид-ион, то величина электродного потенциала зависит и от pH среды.

Например, для полуреакции: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$ потенциал рассчитывается по формуле

$$E = E^0 + \frac{0,059}{5} \lg \frac{[MnO_4^-][H^+]^8}{[Mn^{2+}]} = E^0 + \frac{0,059}{5} \lg \frac{[MnO_4^-]}{[Mn^{2+}]} + \frac{0,059 \cdot 8}{5} \lg[H^+] = E^0 + \frac{0,059}{5} \lg \frac{[MnO_4^-]}{[Mn^{2+}]} - \frac{0,059 \cdot 8}{5} pH$$

Как уже отмечалось, для водных растворов в качестве стандартного электрода обычно используют водородный электрод (Pt, H_2[0,101 МПа] | H^+[a= 1]), потенциал которого при давлении водорода 0,101 МПа и термодинамической активности а ионов H^+ в растворе, равной 1, принимают условно равным нулю (водородная шкала Э. п.).

Величина потенциала любого водородного электрода (соответствующего полуреакции $2H^+ + 2e = H_2$), принимая активность водорода (H_2) равной единице, рассчитывается по формуле

$$E(H^+/H_2) = E^0 (H^+/H_2) + 0,059 \lg[H^+].$$

С учетом того, что стандартный потенциал $E^0 (H^+/H_2)$ равен нулю, а $\lg [H^+] = - pH$, получаем:

$$E(H^+/H_2) = - 0,059 pH.$$

Процессы коррозии и другие процессы окисления, протекающие под действием атмосферного кислорода и воды, соответствуют полуреакции:

$$O_2 + 4H^+ + 4e = 2H_2O \qquad E^0 = 1,228 \text{ В}.$$

Уравнение Нернста для этого процесса:

$$E = E^0 + 0,059 \lg[H^+] + (0,059/4) \lg P(O_2), \text{ или}$$

$$E = E^0 - 0,059 pH + (0,059/4) \lg P(O_2),$$

где

$P(O_2)$ – парциальное давление кислорода.

Если парциальное давление кислорода равно одной атмосфере, то уравнение принимает вид:

$$E = E^0 - 0,059 pH.$$

Задачи для самостоятельного решения

231. В два сосуда с голубым раствором медного купороса поместили в первый – цинковую пластинку, а во второй – серебряную. В каком сосуде цвет раствора постепенно пропадает? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.
232. Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса цинковой пластинки при взаимодействии её с растворами:

а)$CuSO_4$; б)MgO_2; в) $Pb(NO_3)_2$? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

233. При какой концентрации Zn (в моль/л) потенциал цинкового электрода будет на 0,015 В меньше его стандартного электродного потенциала?

234. Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса кадмиевой пластинки при взаимодействии её с растворами:
а) $AgNO_3$; б) $ZnSO_4$; в) $NiSO_4$? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

235. Марганцевый электрод в растворе его соли имеет потенциал –1,23 В. Вычислите концентрацию ионов Mn (в моль/л).

236. Потенциал серебряного электрода в растворе $AgNO_3$ составил 95% от значения его стандартного электродного потенциала. Чему равна концентрация ионов Ag (в моль/л)?

237. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС медно-кадмиевого гальванического элемента, в котором $[Cd^{2+}] = 0{,}8$моль/л, а $[Cu^{2+}] = 0{,}01$ моль/л.

238. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь была бы катодом, а в другом – анодом. Напишите для каждого из этих элементов электронные уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде. При какой концентрации ионов Cu^{2+} (моль/л) значение потенциала медного электрода становится равным стандартному потенциалу водородного электрода?

239. При каком условии будет работать гальванический элемент, электроды которого сделаны из одного итого же металла? Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, в котором один никелевый электрод находится в 0,001 М растворе, а другой такой же электрод – в 0,01 М растворе сульфата никеля.

240. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из свинцовой и магниевой пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[Pb^{2+}] = [Mg^{2+}] = 0.01$ моль/л. Изменится ли ЭДС этого элемента, если концентрацию каждого из ионов увеличить в одинаковое число раз?

241. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых никель является катодом, а в другом – анодом. Напишите для каждого из этих элементов электронные уравнения реакций, протекающих на катоде и на аноде.

242. Железная и серебряная пластины соединены внешним проводником и погружены в раствор серной кислоты. Составьте схему данного гальванического элемента и напишите электронные уравнения процессов, происходящих на аноде и на катоде.

243. Составьте схему и напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из пластин кадмия и магния, опущенных в растворы своих солей с концентрацией [Mg2+] = [Cd^{2+}] = 1 моль/л. Изменится ли значение ЭДС, если концентрацию каждого из ионов понизить до 0,01 моль/л?
244. Составьте схему гальванического элемента, состоящего из пластин цинка и железа, погруженных в растворы их солей. Напишите электронные уравнения процессов, протекающих на аноде и на катоде. Какой концентрации надо было бы взять ионы железа (моль/л), чтобы ЭДС элемента стало равной нулю, если [Zn^{2+}] = 0,001 моль/ л.
245. Составьте схему гальванического элемента, в основе которого лежит реакция, протекающая по уравнению

$$Ni + Pb(NO_3)_2 = Ni(NO_3)_2 + Pb.$$

Напишите электронные уравнения анодного и катодного процессов. Вычислите ЭДС этого элемента, если [Ni^{2+}] = 0,01 моль/л, а [Pb^{2+}] = 0,0001 моль/л.

XVI Электролиз в водных растворах электролитов

Электролиз – это суммарный электрохимический процесс, охватывающий раздельное, но одновременно протекающее на электродах электролизера окисление и восстановление ионов, атомов или молекул, происходящее под действием *постоянного* электрического тока, подаваемого *от внешнего источника*. При электролизе происходит превращение электрической энергии в химическую.

Ячейка для электролиза, называемая *электролизером*, состоит из двух э*лектродов* и э*лектролита.*

- Электрод, на котором идет *реакция восстановления (катод),* у электролизера подключен к отрицательному полюсу внешнего источника тока ($К_+$).
- Электрод, на котором идет *реакция окисления (анод),* подключен к положительному полюсу источника тока ($А_-$).

При электролизе могут быть использованы активные (растворимые) и инертные (нерастворимые) аноды. Активный анод окисляется (растворяется) и подает в раствор собственные ионы. Инертный анод является лишь проводником электронов, а сам химически не изменяется.

В качестве инертных анодов обычно используют графит и платину, а так же золото, иридий и их сплавы.

Пример: электролиз расплавленного хлорида натрия.

Расплав NaCl диссоциирует с образованием ионов Na^+ и Cl^-:

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-.$$

На катоде электролизера идет процесс восстановления катионов Na^+ электронами внешнего источника тока:

$$К\ (-):\ Na^+ + e^- \rightarrow Na^0$$

катион натрия — металлический натрий

Одновременно с этим на аноде электролизера протекает окисление анионов хлора, причем отрыв электрона от Cl^- осуществляется за счет внешнего источника тока:

$$А\ (+):\ Cl^- - e^- \rightarrow Cl^0$$

анион хлора — атом хлора

Выделяющиеся электронейтральные атомы хлора во вторичном (неэлектрохимическом) процессе соединяются попарно, образуя молекулярный (газообразный) хлор:

$$Cl^0 + Cl^0 \rightarrow Cl_2.$$

Этот процесс используется в промышленности для получения активных металлов: щелочных, щелочноземельных, бериллия, магния, алюминия.

Количественная характеристика процессов электролиза определяется законами, установленными Фарадеем. Им можно дать следующую общую формулировку: *масса электролита, подвергшаяся превращению при электролизе, а также масса образующихся на электродах веществ прямопропорциональны количеству электричества, прошедшему через раствор или расплав электролита и эквивалентным массам соответствующих веществ.*

Закон Фарадея выражается следующим уравнением:

$$m = ЭIt / F,$$

где m – масса образовавшегося или подвергшегося превращению вещества;
Э – его эквивалентная масса;
I – сила тока;
t – время;
F – число Фарадея (96500 Кл/моль), т.е. *количество электричества, необходимое для осуществления электрохимического превращения одного эквивалента вещества.*

Задачи для самостоятельного решения

246. Составить уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов NaOH и $NiCl_2$ с инертными электродами.
247. Составить схемы электролиза водных растворов $LiSO_4$, $CuCl_2$, $Pb(NO_3)_2$ с платиновыми электродами.
248. Написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов $BaCl_2$ и $Pb(NO_3)_2$ с угольными электродами.
249. Написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов $FeCl_3$ и $Ca(NO_3)_2$ с инертным анодом.
250. Составить схемы электролиза водного раствора хлорида цинка, если: а) анод цинковый; б) анод угольный.

251. Составить схемы электролиза водного раствора сульфата меди, если: а) анод медный; б) анод угольный.
252. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации сульфаты никеля, серебра, меди?
253. Раствор содержит ионы Fe^{2+}, Ag^{+}, Bi^{3+} и Pb^{2+} в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти ионы будут выделяться при электролизе, если напряжение достаточно для выделения любого металла?
254. Составить схему процессов, происходящих на медных электродах при электролизе водного раствора KNO_3.
255. При электролизе растворов $CuCl_2$ на аноде выделилось 560 мл газа (условия нормальные). Найти массу меди, выделившейся на катоде,
256. Вычислить массу серебра, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 6 А через раствор нитрата серебра в течение 30 мин.
257. Сколько времени потребуется для полного разложения 2 молей воды током силой 2 А?
258. Найти объем кислорода (условия нормальные) который выделится при пропускании тока силой 6А в течение 30 мин через водный раствор КОН.
259. Найти объем водорода (условия нормальные), который выделится при пропускании тока силой в 3 А в течение 1 ч через водный раствор H_2SO_4.
260. Какое количество электричества потребуется для выделения из раствора: а) 2 г водорода; б) 2 г кислорода?
261. При электролизе водного раствора $Cr_2(SO_4)_3$ током силой 2 А масса катода увеличилась на 8 г. В течение какого времени проводили электролиз?
262. При электролизе водного раствора $SnCl_2$ на аноде выделилось 4,48 л хлора (условия нормальные). Найти массу выделившегося на катоде олова.
263. При прохождении через раствор соли трехвалентного металла тока силой 1,5 А в течение 30 мин на катоде выделилось 1,071 г металла. Вычислить атомную массу металла.
264. Электролиз раствора Na_2SO_4 проводили в течение 5 ч при силе тока 7А. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объём газов (н.у.), выделившихся на катоде и аноде?
265. Электролиз раствора нитрата серебра проводили при силе тока 2А в течение 4 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса серебра выделилась на катоде, и каков объём газа (н.у.), выделившегося на аноде?
266. Электролиз раствора сульфата некоторого металла проводили при силе тока 6А в течение 45 мин, в результате чего на катоде выделилось 5,49 г металла. Вычислите эквивалентную массу металла.

267. Насколько уменьшится масса серебряного анода, если электролиз раствора $AgNO_3$ проводить при силе тока 2А в течение 38 мин 20 с? Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах.
268. Электролиз раствора сульфата цинка проводили в течение 5 ч, в результате чего выделилось 6 л кислорода (н.у.). Составьте уравнения электродных процессов и вычислите силу тока.
269. Электролиз раствора $CuSO_4$ проводили с медным анодом в течение 4 ч при силе тока 50 А. При этом выделилось 224 г меди. Вычислите выход по току (отношение массы выделившегося вещества к теоретически возможной). Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах в случае медного и угольного анода.
270. Электролиз раствора NaI проводили при силе тока 6А в течение 2,5 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах, и вычислите массу вещества, выделившегося на катоде и аноде.
271. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе раствора $AgNO_3$. Если электролиз проводить с серебряным анодом, то его масса уменьшается на 5,4 г. Определите расход электричества при этом.
272. Электролиз раствора $CuSO_4$ проводили в течение 15 мин при силе тока 2,5 А, выделилось 0,72 г меди. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах в случае медного и угольного анода. Вычислите выход по току (отношение массы выделившегося вещества к теоретически возможной).
273. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах при электролизе расплавов и водных растворов NaCl и КОН. Сколько литров (н.у.) газа выделится на аноде при электролизе гидроксида калия, если электролиз проводить в течение 30 мин при силе тока 0,5 А?
274. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах при электролизе раствора KBr. Какая масса вещества выделяется на катоде и аноде, если электролиз проводить в течение 1 ч 35 мин при силе тока 15А?
275. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе раствора $CuCl_2$. Вычислите массу меди, выделившейся на катоде, если на аноде выделилось 560 мл газа (н.у.).
276. При электролизе соли трёхвалентного металла при силе тока 1,5 А в течение 30 мин на катоде выделилось 1,071 г металла. Вычислите атомную массу металла.
277. При электролизе растворов $MgSO_4$ и $ZnCl_2$, соединённых последовательно с источником тока, на одном из катодов выделилось 0,25 г водорода. Какая масса вещества выделится на другом катоде? на анодах?

278. Составьте схему электролиза раствора Na_2SO_4. Вычислите массу вещества, выделяющегося на катоде, если на аноде выделяется 112 л газа (н.у.). Какая масса H_2SO_4 образуется при этом возле анода?
279. При электролизе раствора соли кадмия израсходовано 3434 Кл электричества. Выделилось 2 г кадмия. Чему равна эквивалентная масса кадмия?
280. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора КОН. Чему равна сила тока, если в течение 1 ч 15 мин 20 с на аноде выделилось 6,4 г газа? Сколько литров газа (н.у.) выделилось при этом на катоде?

XVII Коррозия металлов

Коррозия – это разрушение металла под воздействием окружающей среды. Коррозия приводит к большим потерям в результате разрушения трубопроводов, цистерн, металлических частей машин, корпусов судов, морских сооружений и т.п. Безвозвратные потери металла от коррозии составляют до 15% от ежегодного выпуска стали. Кроме того, к убыткам от коррозии можно отнести также стоимость испорченных изделий и потерянного продукта: масла, газа, воды и т.п. Выброс природного газа и других пожаро- и взрывоопасных веществ через прокорродировавшие отверстия может привести к взрывам и большим материальным и человеческим потерям.

Потери экономики от коррозии исчисляются млрд. рублей ежегодно. Цель борьбы с коррозией – это сохранение ресурсов металлов, мировые запасы которых ограничены.

По механизму коррозионного процесса различают химическую и электрохимическую коррозию.

Химическая коррозия

Химическая коррозия происходит при взаимодействии металла с сухими газами при повышенных температурах или неэлектролитами – жидкостями, непроводящими электрический ток (нефть сернистая) Химическая коррозия протекает без возникновения электрического тока. Этот тип коррозии также называется газовой коррозией.

При 250–300 С на поверхности углеродистой стали, чугуна появляется пленка оксидов, которая при повышении температуры до 600 ºС превращается в слой окалины из оксидов Fe_3O_4, имеющая поры и трещины.

$$t > 300^0C$$

$$6\ Fe + 4\ O_2 \rightarrow Fe\ O + \underbrace{\mathbf{Fe_3O_4 + Fe_2O_3}}_{\text{окалина}}.$$

Взаимодействие металлов с газами происходит при повышенных температурах в печах, двигателях внутреннего сгорания, ей подвергаются лопатки газовых турбин и металлы, подвергающиеся термической обработке.

Медь и алюминий защищает от коррозии защитная пленка:

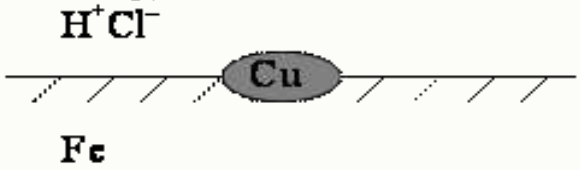
$$4\ Al + 3O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3\ ;$$
$$2\ Cu + H_2O + CO_2 \rightarrow (CuOH)_2CO_3.$$

Электрохимическая коррозия

Электрохимическая коррозия металлов является более распространенной. К ней относятся все случаи коррозии в водных растворах или во влажной атмосфере. К электрохимической коррозии также относится разрушение металлов при контакте двух разнородных металлов в присутствии H_2O или других электролитов. Ей подвергаются подводные части судов, паровые котлы, трубопроводы в почве.

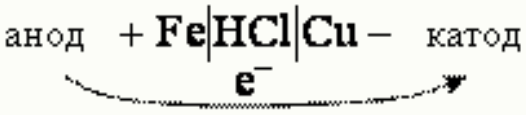
Механизм электрохимической коррозии связан с возникновением и работой на поверхности металла во влажной среде микрогальванических элементов. В результате коррозии протекает анодное окисление металла и катодное восстановление окислителя – среды. Скорость коррозии будет зависеть от природы металла, окислителя, природы и количества примесей в металле и среде.

Рассмотрим коррозию металла, содержащего малые включения инородного металла. Включения не влияют на величину потенциала основного металла. Этот вид коррозии будет наблюдаться, например, на стальном листе с медной заклепкой, контактирующим с кислотой HCl.



Стальное изделие с медным включением в соляной кислоте

Возникающий гальванический элемент работает в соответствии со схемой:



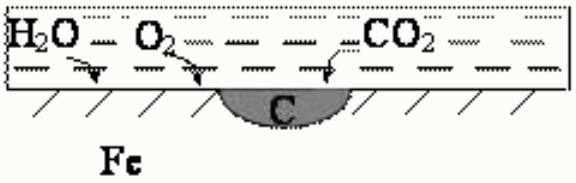
Анод: $Fe - 2e^- = Fe^{2+}$ (окисление) железный электрод

Катод: $2H^+ + 2e^- = H_2\uparrow$ (восстановление) медный электрод

Эта коррозия называется коррозией с *водородной деполяризацией*. (Окислитель называют обычно деполяризатором)

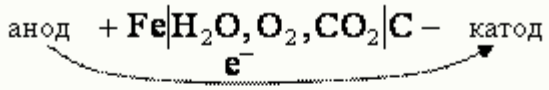
Согласно общим термодинамическим представлениям коррозия возможна, если потенциал металла в данной среде меньше, чем потенциал окислителя.

Рассмотрим коррозию стальных гвоздей во влажном воздухе. Поверхность изделия содержит примеси углерода или карбидов и покрыта во влажной атмосфере пленкой воды, с растворенным в ней кислородом.



Стальное изделие с включением углерода во влажной атмосфере.

Возникающий гальванический элемент работает в соответствии со схемой:



Анод:	Катод:
$Fe - 2e^- = Fe^{2+}$	$2H_2O + O_2 + 2e^- = 4OH^-$
(окисление)	(восстановление)
железный электрод	включение углерода

Это коррозия с кислородной деполяризацией.

$$Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$$

$$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3$$

$FeOOH$-бурая ржавчина

H_2O

Примеси, загрязнения играют роль катода, металл – анода. Чистые металлы – не коррозируют.

Методы защиты металлов от коррозии

Электрохимические методы защиты

1. *Металлические покрытия*. Корродирующий металл покрывают слоем другого металла, практически не разрушающегося в тех же условиях. Материалом для покрытия служат чистые металлы (цинк, медь, хром, серебро, олово и др.) и их сплавы (бронза, латунь и др.). В зависимости от соотношения между электродными потенциалами покрытия и защищаемого металла покрытия делят на две группы – анодные и катодные.

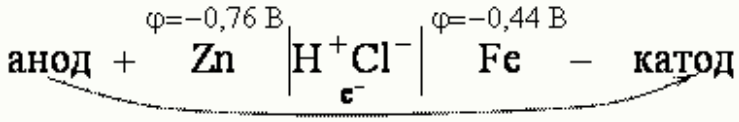
- *Анодное покрытие* получают из металла, отрицательный электродный потенциал которого ниже потенциала защищаемого металла.

Примером анодного покрытия является цинк на стали (оцинкованное железо), в растворе соляной кислоты. При повреждении покрытия возникает коррозионный элемент, в котором основной металл служит катодом и поэтому не коррозирует.



Схема коррозии железа в повреждении анодного покрытия в растворе соляной кислоты.

Схема возникающего коррозионного гальванического элемента имеет вид



Анод:
$Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$
Окисление цинка

Катод:
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2\uparrow$
Восстановление водорода

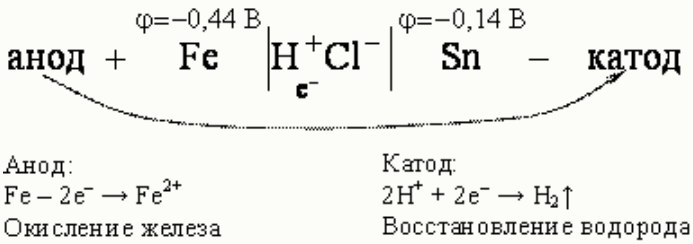
• *Катодное покрытие* получают из металла, электродный потенциал которого в данной среде выше потенциала защищаемого металла.

Примером катодного покрытия на стали являются медь, никель, серебро, олово. Так как, металл покрытия менее активен по сравнению с защищаемым металлом, то катодные покрытия защищают металлы от коррозии только в отсутствии повреждений в покрытии. При повреждении покрытия возникает коррозионный элемент. Основной металл в поре повреждения служит анодом и растворяется, а металл покрытия служит катодом. В качестве примера рассмотрим процесс коррозии железа, покрытого оловом (луженное железа) в соляной кислоте при повреждении покрытия.



Схема коррозии железа в повреждении катодного покрытия в растворе соляной кислоты.

Схема возникающего при повреждении катодного покрытия коррозионного гальванического элемента имеет вид



2. *Протекторная защита* – это метод защиты металлической конструкции (трубопровод, корпус судна), находящейся в среде электролита. В основе метода лежит торможение катодных или анодных реакций процесса коррозии. К защищаемой конструкции прикрепляют пластины из металла Б (протектора) более активного, чем металл конструкции А. протектор постепенно разрушается, защищая от коррозии конструкцию А.

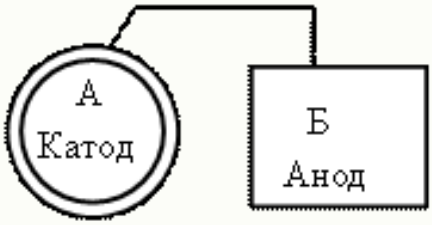


Схема протекторной защиты

3. *Электрозащита* (катодная защита). Метод используется для защиты от коррозии конструкций (трубопроводы, кабели, корпуса подводных лодок, ворота шлюзов и др.), находящихся в коррозионной среде с высокой ионной проводимостью. Защищаемая конструкция подсоединяется к отрицательному полюсу источника тока – катоду, а металл (куски старого железа) – к аноду. При определенной силе тока на защищаемом изделии – катоде, идет восстановление окислителя, а анод – окисляясь, подвергается растворению.

Химические методы защиты

Для защиты поверхности металлических изделий от коррозии широко применяются разнообразные металлические и неметаллические поверхностные покрытия, действие которых сводится к изоляции металла от окружающей среды. Кроме того, защитные покрытия часто имеют и декоративное значение.

1 Неметаллические защитные покрытия

- *Эмалирование* – это нанесение стекловидной массы – эмали на поверхность черного или цветного металла. Метод защиты применяется при производстве аппаратуры в фармацевтической, химической, пищевой отраслях промышленности и производстве изделий домашнего обихода.
- *Торкретирование* – нанесение на поверхность слоя цементного раствора
- *Органические защитные покрытия* представляют собой пленки высокополимерных веществ (каучук, синтетические смолы, битум), лакокрасочные покрытия. Наносимые покрытия должны сплошными, газо- и водо-

непроницаемыми, химически стойкими, обладать высоким сцеплением с металлом, механической прочностью.

2 Покрытия, образуемые на поверхности защищаемого металла

Для создания защитного покрытия металлические изделия подвергают химической обработке для получения на его поверхности слоя химического соединения стойкого против коррозии. Для получения покрытий используются следующие процессы.

- *Оксидирование* – образование на поверхности изделия при высокотемпературном окислении в воздухе или погружении в горячие концентрированные растворы щелочей защитной оксидной пленки: ZnO, Al_2O_3, Fe_xO_y.
- *Фосфатирование* – процесс получения покрытия на стали из растворов ортофосфорной кислоты и ортофосфатов марганца: $Fe_3(PO_4)_2$, $Mn_3(PO_4)_2$.
- *Азотирование* – процесс насыщения поверхности изделия азотом путем длительного нагревания в атмосфере NH_3 при 500-600 ºС.
- *Воронение стали* – это процесс поверхностного взаимодействия железа с органическими веществами при высоких температурах. При этом образуется слой Fe_3O_4 и др.

3 Изменение состава коррозионной среды

Агрессивность коррозионной среды можно снизить уменьшением концентрации активных коррозионных компонентов. Коррозию, протекающую с поглощением кислорода, снижают *деаэрацией* среды (кипячение, барботаж инертного газа). Широкое распространение для защиты от коррозии получили *ингибиторы*. Ингибитор – это вещество, которое при добавлении в небольших количествах в коррозионную среду значительно уменьшает скорость коррозии металла. Ингибиторы, адсорбируясь на корродирующей поверхности, вызывают торможение анодных или катодных процессов.

4 Изменение состава технического металла

Коррозионную стойкость металла повышают изменением состава его сплава. Этот метод называется *легированием*. При легировании в сплав металла вводят компоненты, вызывающие пассивность металла. Для стали такими компонентами являются хром, никель, вольфрам и др. При легировании повышается *жаростойкость* (стойкость к газовой коррозии при высоких температурах) и жаропрочность (сохранение высокой механической прочности при повышенных температурах). Так при легировании железа 12% Cr или 1% Si и 15% Cr получают нержавеющую сталь с высокой жаростойкостью, применяемую при изготовлении лопаток газовых турбин, реактивных двигателей и в двигателях внутреннего сгорания.

Задачи для самостоятельного решения

281. Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения катодного и анодного процессов.
282. Если пластинку из чистого цинка опустить в разбавленную кислоту, на последней начинается бурное выделение водорода. Дайте этому объяснение, составив электронные уравнения анодного и катодного процессов. Напишите уравнение протекающей химической реакции.
283. Железное изделие покрыли никелем. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и хлороводородной (соляной) кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?
284. Почему химически чистое железо более стойко против коррозии, чем техническое железо? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии технического железа во влажном воздухе и в кислой среде.
285. Какое покрытие металла называется анодным, и какое – катодным? Назовите несколько металлов, которые могут служить для анодного и катодного покрытия железа. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии железа, покрытого медью, во влажном воздухе и кислой среде.
286. Железное изделие покрыли кадмием. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и хлороводородной (соляной) кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?
287. Железное изделие покрыли свинцом. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и хлороводородной (соляной) кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?
288. Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой из этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этих пластинок. Каков состав продуктов коррозии железа?
289. Какой металл целесообразней выбрать для протекторной защиты от коррозии свинцовой оболочки кабеля: цинк, магний или хром? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии. Каков состав продуктов коррозии?

290. Если опустить в разбавленную серную кислоту пластинку из чистого железа, то выделение на ней водорода идёт медленно и со временем практически прекращается. Однако, если цинковой палочкой прикоснуться к железной пластинке, то на последней начинается бурное выделение водорода. Почему? Какой металл при этом растворяется? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.
291. Цинковую и железную пластинку опустили в раствор сульфата меди. Составьте электронные и ионно-молекулярные уравнения реакций, происходящих на каждой из этих пластинок. Какие процессы будут проходить на пластинках, если наружные концы их соединить проводником?
292. Как влияет pH среды на скорость коррозии железа и цинка? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии этих металлов.
293. В раствор электролита, содержащего растворённый кислород, опустили цинковую пластинку и цинковую пластинку, частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии цинка проходит интенсивнее? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.
294. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов с кислородной и водородной деполяризацией при коррозии пары алюминий – железо. Какие продукты образуются в первом и во втором случаях?
295. Как протекает атмосферная коррозия железа, покрытого слоем никеля, если покрытие нарушено? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

Литература

1. Гельфман, М.И. Химия / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. – Санкт-Петербург, Москва, Краснодар: Лань, 2008.
2. Дробашева, Т.И. Общая химия: электронный учебник / Т.И. Дробашева. – Ростов-на-Дону: Феникс, 2008.
3. Кругляков, В.Т. Физическая и коллоидная химия / В.Т. Кругляков. – Москва: Высшая школа, 2010.
4. Артеменко, А.И. Справочное руководство по химии / А.И. Артеменко. – Москва: Высшая школа, 2003.
5. Гельфман, М.И. Неорганическая химия / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. – Санкт-Петербург: Лань, 2009.

Приложение

Приложение1

Термодинамические константы некоторых веществ

Вещество	ΔH^0_{298} кДж/моль	ΔS^0_{298} Дж/моль·К	ΔG^0_{298} кДж/моль
Ag	0	43	0
Al_2O_3(к)	-1676,0	50,9	-1582,0
C(графит)	0	5,7	0
CCl_4(ж)	-135,4	214,4	-64,6
CH_4(г)	-79,4	182,6	-50,8
C_2H_2(г)	226,8	200,8	209,2
C_2H_4(г)	52,3	219,4	68,1
C_2H_6(г)	-89,7	229,5	-32,9
C_6H_6(г)	82,9	269,2	129,7
C_2H_5OH(ж)	- 227,6	160,7	-174,8
$C_6H_{12}O_6$(глюкоза)	-1273,0	-	-919,5
CO(г)	- 110,5	197,5	-137,1
CO_2(г)	- 393,5	213,7	-394,4
$CaCO_3$(к)	- 1207,0	88,7	-1127,7
CaF_2(к)	- 1214,6	68,9	-1161,9
Ca_3N_2(к)	-431,8	105	-368,5
CaO(к)	- 635,5	39,7	-604,2
$Ca(OH)_2$(к)	-986,6	76,1	-896,8
Cl_2(г)	0	222,9	0
Cl_2O(г)	76,6	226,2	94,2
ClO_2(г)	105,0	257,0	122,3
Cl_2O_7(ж)	251,0	-	-
Cr_2O_3(к)	-1440,6	81,2	-1050,0
CuO(к)	-162,0	42,6	-129,9
FeO(к)	-264,8	60,8	-244,3
Fe_2O_3(к)	-822,6	87,4	-740,3
Fe_3O_4(к)	- 1117,1	146,2	-1014,2
H_2(г)	0	130,5	0
HBr(г)	- 36,3	198,6	-53,3
HCN(г)	135,0	113,1	125,5

HCl(г)	- 92,3	186,8	-92,5
HF(г)	- 270,7	178,7	-272,8
HI(г)	26,2	206,5	1,8
HN_3(ж)	294,0	328,0	238,8
H_2O(г)	-241,8	188,7	-228,6
H_2O(ж)	- 285,8	70,1	-237,3
H_2S(г)	- 21,0	205,7	-33,8
KCl(к)	- 435,9	82,6	-408,0
$KClO_3$(к)	-391,2	143,0	-289,9
$MgCl_2$(к)	-641,1	89,9	-591,6
Mg_3N_2(к)	- 461,1	87,9	-400,9
MgO(к)	- 601,8	26,9	-596,6
N_2(г)	0	191,5	0
NH_3(г)	-46,2	192,6	-16,7
NH_4NO_2(к)	- 256,0	-	-
NH_4NO_3(к)	- 365,4	151	-183,8
N_2O(г)	82	219,9	101,4
NO(г)	90,3	210,6	86,8
N_2O_3(г)	83,3	307,0	140,5
NO_2(г)	33,5	240,2	51,5
N_2O_4(г)	9,6	303,0	98,4
N_2O_5(к)	-47,2	178	114,1
NiO(к)	-239,7	38,0	-211,6
O_2(г)	0	205,0	0
OF_2(г)	25,1	247,0	42,5
P_2O_3(к)	-820,0	173,5	-
P_2O_5(к)	-1492,0	114,5	-1348,8
PbO(к)	-219,3	66,1	-189,1
PbO_2(к)	- 276,6	79,4	-218,3
SO_2(г)	- 296,9	248,1	-300,2
SO_3(г)	-395,8	256,7	-371,2
$SiCl_4$(ж)	- 687,8	239,7	-
SiH_4(г)	37,4	204,6	57,2
SiO_2(кварц)	-910,9	41,8	-856,7

SnO(к)	-286,0	56,5	-256,9
SnO_2(к)	- 580,8	52,3	-519,3
Ti(к)	0	30,6	0
$TiCl_4$(ж)	- 804,2	252,4	-737,4
TiO_2(к)	- 943,9	50,3	-888,6
WO_3(к)	-842,7	75,9	-736,9
ZnO(к)	-350,6	43,6	-320,7

Приложение 2

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ НЕКОТОРЫХ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Ионы	Br^-	CH_3COO^-	CN^-	CO_3^{2-}	Cl^-	F^-	I^-	NO_3^-	OH^-	PO_4^{3-}	S^{2-}	SO_4^{2-}
Ag^+	н	м	н	н	н	р	н	р	-	н	н	м
Al^{3+}	р	+	?	-	р	м	р	р	н	н	+	р
Ba^{2+}	р	р	р	н	р	м	р	р	р	н	р	н
Be^{2+}	р	+	?	+	р	р	р	р	н	н	+	р
Ca^{2+}	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	м	м
Cd^{2+}	р	р	м	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Co^{2+}	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Cr^{3+}	р	+	н	-	р	м	н	р	н	н	+	р
Cs^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Cu^{2+}	р	р	н	+	р	р	-	р	н	н	н	р
Fe^{2+}	р	р	н	+	р	м	р	р	н	н	н	р
Fe^{3+}	р	-	-	-	р	н	-	р	н	н	-	р
Hg^{2+}	м	р	р	-	р	+	н	+	-	н	н	+
K^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Li^+	р	р	р	р	р	н	р	р	р	м	р	р
Mg^{2+}	р	р	р	м	р	н	р	р	н	н	н	р
Mn^{2+}	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
NH_4^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	+	р
Na^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ni^{2+}	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Pb^{2+}	м	р	н	+	м	м	м	р	н	н	н	н
Rb^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Sn^{2+}	+	+	-	-	+	м	м	+	н	н	н	р
Sr^{2+}	р	р	р	н	р	р	р	р	м	н	р	н
Zn^{2+}	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р

Обозначения: р – хорошо растворимый, м – малорастворимый, н – практически нерастворимый, + – полностью реагирует с водой или не осаждается из водного раствора, - – не существует, ? – данные о растворимости отсутствуют

Приложение 3

Стандартные электродные потенциалы металлов при 25 °С

Электрод	Электродная реакция	E°, В
Li / Li^+	$Li^+ + e^- = Li$	-3,045
Rb / Rb^+	$Rb^+ + e^- = Rb$	-2,925
K / K^+	$K^+ + e^- = K$	-2,924
Cs / Cs^+	$Cs^+ + e^- = Cs$	-2,923
Ba / Ba^{2+}	$Ba^{2+} + 2e^- = Ba$	-2,905
Sr / Sr^{2+}	$Sr^{2+} + 2e^- = Sr$	-2,888
Ca / Ca^{2+}	$Ca^{2+} + 2e^- = Ca$	-2,866
Na / Na^+	$Na^+ + e^- = Na$	-2,714
Mg / Mg^{2+}	$Mg^{2+} + 2e^- = Mg$	-2,363
Sc / Sc^{3+}	$Sc^{3+} + 3e^- = Sc$	-2,077
Be / Be^{2+}	$Be^{2+} + 2e^- = Be$	-1,847
Al / Al^{3+}	$Al^{3+} + 3e^- = Al$	-1,660
Mn / Mn^{2+}	$Mn^{2+} + 2e^- = Mn$	-1,179
Cr / Cr^{2+}	$Cr^{2+} + 2e^- = Cr$	-0,913
Zn / Zn^{2+}	$Zn^{2+} + 2e^- = Zn$	-0,760
Fe / Fe^{2+}	$Fe^{2+} + 2e^- = Fe$	-0,440
Cd / Cd^{2+}	$Cd^{2+} + 2e^- = Cd$	-0,400
Co / Co^{2+}	$Co^{2+} + 2e^- = Co$	-0,277
Ni / Ni^{2+}	$Ni^{2+} + 2e^- = Ni$	-0,250
Sn / Sn^{2+}	$Sn^{2+} + 2e^- = Sn$	-0,136
Pb / Pb^{2+}	$Pb^{2+} + 2e^- = Pb$	-0,126
$H_2 / H+$	$2H^+ + 2e^- = H_2$	0,000
Sb / Sb^{3+}	$Sb^{3+} + 3e^- = Sb$	+0,2
Bi / Bi^{3+}	$Bi^{3+} + 3e^- = Bi$	+0,23
Cu / Cu^{2+}	$Cu^{2+} + 2e^- = Cu$	+0,337
Hg / Hg^+	$Hg^+ + 1e^- = Hg$	+0,788
Ag / Ag^+	$Ag^+ + e^- = Ag$	+0,799
Pd / Pd^{2+}	$Pd^{2+} + 2e^- = Pd$	+0,987
Pt / Pt^{2+}	$Pt^{2+} + 2e^- = Pt$	+1,188
Au / Au^+	$Au^+ + e^- = Au$	+1,692

Посохова Светлана Викторовна,

Мушкетова Ольга Владимировна

ХИМИЯ

Сборник задач

Издается в авторской редакции

Подписано в печать 31.10.2014.
Формат 60×84/16. Усл. п. л. 3,8. Тираж 50 экз. Заказ № 394.

РО и ОП Азово-Черноморского инженерного института
ФГБОУ ВПО «Донской государственный аграрный университет»
в г. Зернограде
347740, г. Зерноград Ростовской области, ул. Советская, 15.