

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра неорганической химии

Л.Б. Серезкина, Л.М. Бахметьева, Д.В. Пушкин, В.Н. Серезкин

ОБЩАЯ ХИМИЯ

*Утверждено Редакционно-издательским советом университета
в качестве сборника задач*

Издательство «Самарский университет»
2005

ББК 24.1
УДК 546
С 325

Рецензент проф. В.А.Блатов
Отв. редактор проф. В.Н. Серезкин

Серезкина, Л.Б.

С 325 Общая химия. Сборник задач для самостоятельной работы по курсу «Общая химия» / Л.Б. Серезкина, Л.М. Бахметьева, Д.В. Пушкин, В.Н. Серезкин; Федер. агентство по образованию. Самара: Изд-во «Самарский университет», 2005. – 44 с.

В сборнике задач приведены вопросы и задачи по некоторым разделам дисциплин «Общая химия» и «Неорганическая химия»: строение атома, химическая связь, основные понятия физической и аналитической химии, которые рассматриваются на семинарских и лабораторных занятиях.

Сборник предназначен для студентов первого курса химического факультета и может быть использован при самостоятельной подготовке к лабораторным занятиям и семинарам.

ББК 24.1
УДК 546

© Серезкина Л.Б., Бахметьева Л.М.,
Пушкин Д.В., Серезкин В.Н., 2005
© Самарский государственный
университет, 2005
© Издательство «Самарский
университет», 2005

СТРОЕНИЕ АТОМА

1. Какие открытия конца XIX века показали сложность структуры атома? Проследите развитие модели строения атома (Томсон, Резерфорд, Бор).

2. Теория строения атома водорода по Бору. Пользуясь постулатами Бора, выведите формулы для расчета радиусов и энергий боровских орбит.

3. Вычислите радиус первой и второй боровской орбиты.

4. Рассчитайте энергию электрона на боровской орбите с $n=1, 2$ и 3 .

5. Почему в основу современной теории строения атома положена волновая механика? Обсудите дуализм природы электрона (волны Де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга).

6. Опишите вероятностную модель строения атома (волновая функция ψ , уравнение Шредингера). Каков физический смысл квадрата волновой функции?

7. Приведите выражение для $\psi_{n,l,m}$, являющееся решением волнового уравнения для одноэлектронного атома. Что называют атомными орбиталями (АО)?

8. Поясните смысл радиальной и угловой частей волновой функции, используя их графические зависимости (в полярных координатах).

9. К каким выводам относительно общей симметрии орбиталей приводит решение уравнения Шредингера? Какие квантовые числа однозначно определяют орбиталь? Дайте пространственное изображение граничных поверхностей s-, p- и d- АО. К чему относятся знаки «+» и «-» отдельных частей граничных поверхностей?

10. Изобразите зависимость радиальных волновых функций от расстояния от ядра (r) для: а) 1s-, 2s- и 3s- орбиталей; б) 2p-, 3p- и 4p- орбиталей; в) 3d-, 4d- и 5d- орбиталей.

11. Дайте графическое изображение относительной вероятности ($4\pi^2\psi(r)^2$) обнаружения электрона в зависимости от расстояния от ядра (r) для: а) 1s-, 2s- и 3s- орбиталей; б) 2p-, 3p- и 4p- орбиталей; в) 3d-, 4d- и 5d- орбиталей.

12. Опишите узловый характер 4s- и 4p- орбиталей. Изобразите сечения граничных поверхностей этих орбиталей с указанием узловых поверхностей (с помощью пунктирных линий). Чему равно общее число узловых поверхностей, число сферических и угловых узловых поверхностей для орбитали данного типа?

13. Укажите интервалы изменения и возможные значения квантовых чисел n, l и m_l .

14. Подсчитайте возможное число подуровней на уровне с: а) $n=1$; б) $n=2$; в) $n=3$.
15. Сколько орбиталей включает s-, p- и d- подуровни?
16. Обсудите физический смысл квантовых чисел n , l , m_l и m_s .
17. В чем суть допущений, используемых для описания многоэлектронных атомов?
18. Сформулируйте принцип Паули. Подсчитайте максимальную электронную емкость s-, p- и d- подуровней.
19. Сформулируйте и поясните правило Клечковского. Каков порядок заполнения атомных орбиталей: а) 3d и 4s; б) 3p и 4s; в) 3d и 4p?
20. Сформулируйте правило Хунда. Изобразите основное электронное состояние атомов углерода, азота и кислорода с помощью квантовых ячеек.
21. Объясните нарушение монотонной последовательности заполнения орбиталей электронами: а) для Pd (имеет конфигурацию $4d^{10}5s^0$, а не $4d^85s^2$); б) для Cr (имеет конфигурацию $3d^54s^1$, а не $3d^44s^2$); в) для Cu (имеет конфигурацию $3d^{10}4s^1$, а не $3d^94s^2$).
22. Сформулируйте правила нахождения термина основного состояния атома. Найдите термы основных состояний наиболее устойчивых электронных конфигураций атомов элементов 2-го и 3-го периодов Периодической системы.

Вопросы для самоконтроля

1. Для электронов, находящихся на 3s-орбитали, квантовые числа n , l и m_l соответственно имеют значения:
а) 1, 3 и 1; б) 1, 0 и 0; в) 3, 1 и 1; г) 3, 1 и 0; д) 3, 0 и 0.
2. Для электронов, находящихся на 5d орбитали, квантовые числа n и l соответственно равны:
а) 5 и 2; б) 5 и 3; в) 5 и 0; г) 5 и 1; д) 3 и 2.
3. Максимальная электронная емкость d- подуровня равна:
а) 2; б) 4; в) 6; г) 8; д) 10.
4. Максимальная электронная емкость p- подуровня равна:
а) 2; б) 4; в) 6; г) 8; д) 10.
5. Максимальная электронная емкость s- подуровня равна:
а) 1; б) 2; в) 3; г) 4; д) 5.
6. С учетом правила Клечковского атомные орбитали заполняются электронами в следующей последовательности:
а) $3s3p4s3d4p5s4d$; б) $3s2p3d4s4p5s4d$; в) $3s3p3d4s4p4d5s$;
г) $3s3p3d4p4d5s$; д) $3s3p4s4p3d5s4d$.
7. Электронное строение нейтрального атома железа соответствует конфигурации:
а) $1s^22s^22p^63s^23p^63d^64s^2$;
б) $1s^22s^22p^63s^23p^63d^8$;
в) $1s^22s^22p^63s^23p^63d^74s^1$;

г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^1 4p^1$;

д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6$.

8. В соответствии с электронным строением атома самарий и плутоний относятся соответственно к ... элементам:

а) s- и s-; б) p- и p-; в) d- и d-; г) f- и f-; д) d- и f-.

9. Терм основного состояния для наиболее устойчивой электронной конфигурации атома азота отвечает:

а) 3P_0 ; б) $^4S_{3/2}$; в) 3P_2 ; г) 1S_0 ; д) $^4P_{3/2}$.

10. Какое утверждение ошибочно:

а) решение уравнения Шредингера для атома водорода в виде $\Psi_{n,l,m} = R_{n,l}(r) \cdot Y_{l,m}(\theta, \varphi)$ называется атомной орбиталью;

б) главное квантовое число n определяет энергию орбитали и принимает значения $1, 2, 3 \dots \infty$;

в) согласно принципу Паули на каждой атомной орбитали может находиться не более двух электронов с антипараллельными спинами;

г) в соответствии с электронным строением атомов селен и хром относятся соответственно к p- и d- элементам;

д) атомы фосфора в основном состоянии имеют один неспаренный электрон.

11. Какое утверждение ошибочно:

а) под атомной орбиталью можно понимать пространство вокруг ядра, заключающее в себе не менее 90% вероятности нахождения электрона;

б) состояние электрона в атоме однозначно определяется с помощью четырех квантовых чисел n, l, m_l и m_s ;

в) квантовое число m_l характеризует пространственное расположение орбиталей и принимает значения $0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$;

г) в соответствии с правилом Клечковского вначале заполняется подуровень $6s$, а затем $4f$;

д) для электронов, располагающихся на $2p$ - АО, квантовое число l равно 2.

12. Какое утверждение ошибочно:

а) атомная орбиталь однозначно определена, если известны ее квантовые числа n, l и m_l ;

б) согласно квантово-механическим расчетам s и p орбитали имеют соответственно форму шара и гантели;

в) в соответствии с правилом Хунда суммарное спиновое число электронов данного подуровня должно быть максимальным;

г) аномалии, проявляющиеся в том, что, например, Pd имеет конфигурацию $4d^{10}5s^0$ вместо $4d^85s^2$, а хром – конфигурацию $3d^54s^1$ вместо $3d^44s^2$, объясняют, исходя из представлений о повышенной устойчивости электронных конфигураций с полностью или наполовину заполненными подуровнями;

д) в соответствии с правилом Клечковского вначале заполняется подуровень $4d$, а затем $5s$.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

1. Дайте современную формулировку периодического закона элементов. Чем она отличается от определения, предложенного Менделеевым? Назовите основные этапы развития периодического закона.

2. Рассмотрите структуру периодической системы. Чем определяется деление химических элементов: а) к группе; б) к периоду?

3. Чем определяется деление химических элементов на s-, p-, d- и f-элементы?

4. Какие системы атомных и ионных радиусов существуют? Каков физический смысл понятия «радиус атома»?

5. Укажите, каков характер изменения атомных (и ионных) радиусов в пределах:

а) периода; б) главной подгруппы элементов; в) побочной подгруппы элементов.

6. Что называют лантаноидным сжатием? Чем оно обусловлено и каково его влияние на свойства ряда элементов в подгруппах?

7. Укажите заполнение орбиталей (электронное строение) для каждого из перечисленных ниже нейтральных атомов и определите число валентных электронов у каждого из рассмотренных атомов: K, O, As, W, Fe, Cu, Ag, Ir, I, La, Ni.

8. Обоснуйте причины химического сходства: а) Li и Mg; б) Be и Al; в) B и Si.

9. Что называется энергией ионизации и в каких единицах она измеряется? Каковы относительные величины первой, второй и т.д. энергий ионизации?

10. Каков характер изменения энергий ионизации атомов: а) в подгруппах s- и p- элементов, б) в подгруппах d- элементов, в) в пределах отдельно взятого периода? Объясните наблюдающиеся закономерности.

11. Как объясняют наличие внутренних максимумов (у Be и N, у Mg и P, у Zn и As) на кривой изменения величин энергий ионизации в пределах периода?

12. Что называется энергией сродства к электрону? Каков характер ее изменения у элементов? Какие элементы имеют: а) самую высокую энергию сродства к электрону; б) наименьшую энергию сродства к электрону?

13. Объясните, почему энергия сродства к электрону у элементов второго периода меньше, чем у их аналогов из III периода, например, для атома фтора энергия сродства к электрону равна 3,45 эв, а для атома хлора она составляет 3,6 эв?

14. Что называется электроотрицательностью (ЭО)? Каков характер ее изменения у элементов? Какой элемент обладает а) максимальной ЭО; б) минимальной ЭО?

15. Дайте определение понятия «степень окисления». Сформулируйте основные правила определения степени окисления элементов в соединениях.

16. Что понимают под явлением вторичной периодичности? Для элементов каких периодов наблюдается это явление? Продемонстрируйте эффект вторичной периодичности на примере характера изменения радиусов, энергий ионизации и электроотрицательностей для элементов III и IV главных подгрупп. Как данный эффект проявляется в устойчивости высших степеней окисления галогенов и халькогенов?

Вопросы для самоконтроля

1. Атомные радиусы в пределах отдельно взятого периода при увеличении порядкового номера элемента:

а) увеличиваются; б) изменяются мало; в) уменьшаются.

2. Ионные радиусы в главных подгруппах типичных элементов при увеличении порядкового номера:

а) увеличиваются; б) уменьшаются; в) изменяются мало.

3. Следствием лантаноидного сжатия является близость ионных радиусов у пар элементов:

а) Sr и Ba; б) Nb и Ta; в) Rb и Cs; г) Sn и Pb; д) Sb и Bi.

4. Наиболее низкие энергии ионизации имеют атомы элементов подгруппы:

а) щелочных металлов; б) титана; в) щелочно-земельных металлов; г) галогенов; д) инертных газов.

5. Самое низкое значение энергии ионизации имеют атомы:

а) Li; б) Na; в) K; г) Rb; д) Cs.

6. Самое высокое значение электроотрицательности имеют атомы:

а) Ne; б) F; в) O; г) N; д) C.

7. Самое высокое значение энергии сродства к электрону имеют атомы:

а) F; б) Cl; в) Br; г) O; д) N.

8. Самое низкое значение энергии сродства к электрону имеют атомы:

а) F; б) Cl; в) Br; г) O; д) N.

9. Степень окисления атомов хрома в $[N(CH_3)_4]_2Cr_3O_{10}$ равна:

а) 2; б) 3; в) 4; г) 5; д) 6.

10. Степень окисления атомов урана в $K_2[UO_2(SeO_4)F_2]$ равна:

а) 2; б) 3; в) 4; г) 5; д) 6.

11. Какое утверждение ошибочно:

а) принадлежность элементов к группе и деление их на подгруппы находятся в зависимости от структуры двух внешних электронных уровней;

б) к переходным элементам относятся такие, в атомах которых происходит заполнение электронами предвнешнего d- или предпредвнешнего f-подуровня;

в) заполнение электронами 3s- орбитали начинается у Na и заканчивается у Mg;

г) атомы бериллия характеризуются более высокой энергией ионизации и более низким значением энергии сродства к электрону, чем атомы лития или бора;

д) в NH_3 и NF_3 азот имеет степень окисления минус 3.

12. Какое утверждение ошибочно:

а) в подгруппах d- элементов энергии ионизации атомов увеличиваются при переходе сверху вниз;

б) к типичным элементам относят такие, в атомах которых происходит заполнение внешнего электронного уровня;

в) заполнение электронами 3p- орбитали начинается у Al и заканчивается у Ag;

г) малую устойчивость пербромат-иона при сравнительно высокой устойчивости перхлорат- и периодат-ионов объясняют явлением второй периодичности;

д) атомы азота имеют более низкое значение ионизации и более высокое значение энергии сродства к электрону, чем атомы углерода и кислорода.

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

1. Какую характеристику молекулы описывают термином «химическая связь»?

2. Дайте определения основным параметрам связи – энергия, длина, кратность, полярность.

3. Назовите известные типы химической связи.

4. Какую связь называют ионной и при каких условиях она возникает? Приведите примеры соединений с ионной связью.

5. В чем проявляется ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи?

6. Какую связь называют ковалентной? При каких условиях возникает ковалентная полярная связь и ковалентная неполярная? Приведите примеры соединений с ковалентной связью.

7. Постройте ковалентную, ионную и полную волновую функцию по теории валентных связей (ВС) для молекулярного водорода. Почему метод ВС называют методом электронных пар?

8. В чем суть концепции резонанса? Представьте в виде канонических форм молекулы H_2 , CO, ионы N_3^- , NO_2^- , NO_3^- .

9. Поясните обменный и донорно-акцепторный механизм образования химической связи на примере образования молекул Li_2 , CO , NH_3 , BF_3 .

10. Что понимают под валентностью атома в методе ВС? Чем определяется максимальная валентность элемента? Определите валентность а) бора в соединениях BF_3 и $\text{BF}_3 \cdot \text{NH}_3$; б) рутения в RuO_4 и $\text{RuO}_4 \cdot \text{P}(\text{C}_2\text{H}_5)_3$; в) азота в NH_3 и NH_4^+ .

11. Какое соотношение существует между прочностью (энергией) связи и перекрыванием АО? Приведите математическое выражение интеграла перекрывания. Какие значения он может принимать?

12. Какие связи называют σ -, π -, δ - связями (рассмотрите зависимость типа образующейся связи от способа перекрывания и симметрии АО)?

13. В чем проявляется насыщенность ковалентных связей?

14. Направленность ковалентных связей как важная характеристика многоатомной молекулы. Что послужило причиной введения понятия гибридизации АО? Кто ввел это понятие?

15. Чем определяется тип гибридизации? Перечислите известные типы гибридизации. Какая геометрическая конфигурация соответствует каждому из названных типов гибридизации? Приведите схемы образования гибридных орбиталей у центрального атома в молекулах: а) BeH_2 ; б) BF_3 ; в) CF_4 ; г) PF_5 ; д) SF_6 ; е) IF_7 .

16. Назовите условия устойчивой гибридизации.

17. Проследите изменение величин относительной прочности связей различных орбиталей и сделайте вывод о влиянии гибридизации орбиталей на прочность связи.

Тип орбитали	s	p	sp	sp ²	sp ³
Относительная прочность связи	1,0	1,73	1,93	1,99	2,00

18. Обсудите влияние неподеленных электронных пар на геометрию ковалентных молекул (на примере молекул CH_4 , NH_3 и H_2O , валентные углы НЭН в которых соответственно равны $109,5^\circ$, $107,3^\circ$ и $104,5^\circ$).

19. Сформулируйте основные правила теории отталкивания валентных электронных пар (ОВЭП). Назовите предсказываемое теорией ОВЭП наиболее вероятное расположение 2, 3, 4, 5, 6 и 7 электронных пар на валентной оболочке атома А в молекулах AX_n .

20. Как теория ОВЭП описывает стереохимию молекул или ионов AX_n с кратными связями?

21. Пользуясь теорией ОВЭП, определите пространственное строение молекул и ионов AX_nE_m (E – неподеленная электронная пара) для NOCl , ClF_3 , XeO_2F_2 , ClO_3^- , NO_3^- , SO_2 , CO_2 , CH_4 , SF_4 .

22. В чем заключаются основные положения теории молекулярных орбиталей (МО)? Опишите способ построения МО в приближении ЛКАО. При каких условиях атомные орбитали могут образовывать МО?

23. Какие МО называются связывающими, разрыхляющими и несвязывающими? Чем определяется их количество? Изобразите графически схемы образования связывающих и разрыхляющих МО из s- и из p- атомных орбиталей с помощью: а) радиальных кривых; б) граничных поверхностей АО.

24. Как оценивается согласно теории МО кратность связи? Рассмотрите порядок расположения и заполнения электронами МО в молекулах и ионах, образованных элементами первого периода. Рассчитайте кратность связи в H_2^+ , H_2 и He_2^+ . Существует ли молекула He_2 ? Ответ поясните.

25. Составьте энергетические диаграммы МО и рассчитайте кратность связей для двухатомных молекул и ионов, образованных элементами второго периода. Двухатомные молекулы каких элементов не должны существовать? Чем объясняют различный порядок расположения связывающей σ_p - МО и пары связывающих π - МО на диаграммах МО Li_2 , B_2 , C_2 , N_2 и на диаграммах МО O_2 , F_2 ?

26. Какие сведения дает теория МО о магнитных свойствах молекул и ионов?

27. В рамках теории МО объясните тот экспериментальный факт, что в ионе O_2^+ связь прочнее, чем в молекуле O_2 , а в ионе N_2^+ - слабее, чем в молекуле N_2 .

28. Обсудите достоинства и недостатки теории ВС и теории МО.

29. Что такое водородная связь? В соединениях с какими элементами она проявляется в наибольшей степени? Как меняется ее прочность в рядах: а) HF , H_2O , NH_3 , CH_4 ; б) HF , HCl , HBr , HI ? Ответ поясните.

30. Как зонная теория объясняет природу металлической связи? Назовите три типа кристаллических решеток, в которых кристаллизуется подавляющее большинство металлов? Какие координационные числа атомов реализуются в этих решетках?

31. Для описания каких систем используют представления о Ван-дер-ваальсовых силах связи?

Вопросы для самоконтроля

1. В каком из указанных соединений будет связь в наибольшей степени ионной:

а) BeCl_2 ; б) MgCl_2 ; в) CaCl_2 ; г) SrCl_2 ; д) BaCl_2 ?

2. В каком из указанных соединений будет связь в наименьшей степени ионной?

а) Ca_3N_2 ; б) Ca_3P_2 ; в) Ca_3As_2 ; г) Ca_3Sb_2 ?

3. В каком из указанных соединений будет связь в наибольшей степени ковалентной:

а) NaH; б) MgH₂; в) B₂H₆; г) CH₄?

4. В каком из указанных соединений будет связь в наименьшей степени ковалентной:

а) KF; б) CaF₂; в) AlF₃; г) SiF₄?

5. Согласно теории ОВЭП sp-тип гибридизации орбиталей центрального атома осуществляется только в молекуле:

а) SO₂; б) NOCl; в) H₂O; г) HCN; д) ClF₃.

6. Согласно теории ОВЭП sp²-тип гибридизации орбиталей центрального атома осуществляется только в:

а) XeO₃; б) ClF₃; в) NH₃; г) SO₃²⁻; д) CO₃²⁻.

7. Согласно теории ОВЭП sp³-тип гибридизации орбиталей центрального атома осуществляется только в:

а) SF₄; б) XeF₄; в) ClOF₃; г) XeO₂F₂; д) SO₂F₂.

8. Согласно теории ОВЭП sp³d²-тип гибридизации орбиталей не осуществляется только в:

а) IF₆⁻; б) SF₆; в) PF₆⁻; г) IOF₅; д) IF₅.

9. Sp³-гибридизация наиболее характерна для атома Э в соединении

а) H₂O; б) H₂S; в) H₂Se; г) H₂Te.

10. В какой из приведенных молекул порядок связи равен нулю, т.е. такая молекула не должна существовать:

а) Li₂; б) Be₂; в) B₂; г) C₂; д) O₂?

11. Наиболее прочная связь в молекуле:

а) B₂; б) C₂; в) N₂; г) O₂; д) F₂.

12. Электронная конфигурация $(\sigma_{2s}^{ca})^2(\sigma_{2s}^{*ca})^2(\pi_{px}^{ca})^1(\pi_{py}^{ca})^1$ соответствует молекуле:

а) B₂; б) C₂; в) N₂; г) O₂; д) F₂.

13. Парамагнитными свойствами обладает молекула:

а) Li₂; б) B₂; в) C₂; г) N₂; д) F₂.

14. Диамагнитным является ион:

а) N₂⁺; б) N₂⁻; в) O₂⁺; г) O₂⁻; д) CN⁻.

15. Кратность связи в молекуле NO согласно теории МО равна

а) 1; б) 1,5; в) 2; г) 2,5; д) 3.

16. Ион NO⁺ согласно теории МО является:

а) диамагнитным; б) парамагнитным; в) ферромагнитным.

17. Молекула H₂O полярна, следовательно, угол НОН не может быть равен:

а) 60°; б) 90°; в) 109,5°; г) 120°; д) 180°.

18. Дипольный момент молекулы CO₂ равен нулю, следовательно, угол ОСО равен:

а) 60°; б) 90°; в) 109,5°; г) 120°; д) 180°.

19. Какое утверждение ошибочно:

- а) по методу ВС химическая связь носит двухцентровый и двухэлектронный характер;
- б) для двухатомных молекул порядок связи по методу МО оценивается половиной разности количества связывающих и разрыхляющих электронов;
- в) согласно теории МО молекула V_2 парамагнитна;
- г) с позиции теории ОВЭП атом ксенона в XeOF_4 находится в состоянии sp^3d^2 -гибридизации;
- д) с позиции метода ВС максимальная валентность кислорода равна 2.

20. Какое утверждение ошибочно:

- а) по методу МО химическая связь носит многоцентровый и многоэлектронный характер;
- б) основным критерием прочности связи является энергия связи;
- в) согласно теории МО молекула Be_2 не должна существовать;
- г) с позиции теории ОВЭП атом азота в ионе N_3^- находится в состоянии sp^3d^2 -гибридизации;
- д) молекулы, не содержащие неспаренных электронов, являются диамагнитными?

ПЕРВЫЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ И ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

1. Что понимают под термодинамическим рассмотрением?

2. Что называется системой? Чем характеризуется система гомогенная, гетерогенная, изолированная?

3. Поясните понятия “термодинамическое состояние” и “термодинамический процесс”. Чем характеризуется процесс изохорный, изобарный, изотермический?

4. Какое различие между термодинамическими параметрами и функциями состояния системы?

5. Что называется внутренней энергией? Можно ли измерить ее величину непосредственно на опыте?

6. Сформулируйте и поясните первый закон термодинамики, приведите его математическое выражение.

7. Сформулируйте закон Гесса. Изменения каких функций состояния определяют тепловой эффект химической реакции, протекающей соответственно при постоянном объеме и при постоянном давлении?

8. Энергии и энтальпии каких веществ: а) условно принимаются за нулевые; б) называются стандартными?

9. Обсудите пути использования закона Гесса для расчета тепловых эффектов химических реакций. Эндо- и экзотермические реакции.

10. Сформулируйте правила вычисления изменения энтальпии в химической реакции по известным значениям а) энтальпии образования; б) энтальпии сгорания; в) энергии химической связи.

Вопросы для самоконтроля

1. К непосредственно измеряемым на опыте величинам не относится только:

а) U ; б) P ; в) V ; г) T ; д) $A_{\text{мех}}$.

2. Какая из указанных величин не является функцией состояния:

а) H ; б) G ; в) S ; г) F ; д) $A_{\text{мех}}?$

3. В качестве стандартных условий в термодинамике приняты:

а) $t=25^\circ\text{C}$, $P=101,3$ кПа; б) $t=0^\circ\text{C}$, $P=1$ атм; в) $t=0$ К, $P=1$ атм; г) $t=273^\circ\text{C}$, $P=760$ мм. рт. ст.; д) $t=25$ К, $P=101,3$ кПа.

4. Для какого из указанных веществ энтальпия образования при стандартных условиях принята равной нулю:

а) C (графит); б) C (алмаз); в) $\text{SO}_2(\text{г})$; г) $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$; д) $\text{CO}(\text{г})?$

5. Учитывая, что ΔH° для HI равно ≈ 26 кДж/моль, можно утверждать, что тепловой эффект реакции $\text{H}_2 + \text{I}_{2(\text{кр})} = 2\text{HI}(\text{г})$ при стандартных условиях равен (кДж):

а) 26; б) 52; в) 0; г) -26; д) -52.

6. Чему равен тепловой эффект реакции (кДж)

$2\text{NaOH} + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$, если ΔH_f° указанных соединений равны соответственно -426, -396, -1385 и -286 кДж/моль:

а) -423; б) 423; в) -849; г) 849; д) 0?

7. Определить тепловой эффект растворения карбоната натрия (кДж), если энтальпии и образования молекул и ионов, указанных в реакции

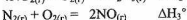
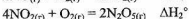
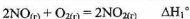
$\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{к}) = 2\text{Na}^+(\text{р}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{р})$, равны соответственно -1129, -240 и -676 кДж/моль:

а) -27; б) 27; в) 213; г) -213; д) 0.

8. Определите энергию связи HI (кДж/моль), если энтальпии образования атомов и молекул, указанных в реакции $\text{H}(\text{г}) + \text{I}(\text{г}) = \text{HI}(\text{г})$, равны соответственно 218, 107 и 26 кДж/моль:

а) 26; б) -26; в) -299; г) 299; д) 351.

9. В соответствии с тепловыми эффектами реакций



тепловой эффект реакции образования N_2O_5 в стандартных условиях равен

а) $\Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ + \Delta H_3^\circ$; б) $\Delta H_1^\circ + 1/2 \Delta H_2^\circ + \Delta H_3^\circ$; в) $2\Delta H_1^\circ + 2\Delta H_2^\circ + \Delta H_3^\circ$;
г) $2\text{H}_1^\circ + 2\Delta H_2^\circ - \Delta H_3^\circ$; д) $\Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ - \Delta H_3^\circ$

а) первый закон термодинамики является выражением общего закона сохранения энергии;

б) функция состояния характеризует данное состояние и не зависит от пути перехода к нему;

в) согласно закону Гесса тепловой эффект химической реакции при стандартных условиях определяется равенством

$$\Delta H^{\circ} = \sum v_j \Delta H_j^{\circ} \text{ продукт} - \sum v_i \Delta H_i^{\circ} \text{ исх. веш.};$$

г) абсолютное значение энтальпии определить невозможно;

д) при изохорном процессе $Q_v = \Delta H$?

11. Какое утверждение ошибочно:

а) обратимость химических реакций – одна из общих и принципиальных особенностей химических процессов;

б) абсолютное значение внутренней энергии определить невозможно;

в) при изобарном процессе тепловой эффект реакции Q_p равен ΔH ;

г) закон Гесса позволяет определить тепловой эффект реакции при любой температуре;

д) для экзотермических процессов ΔH и ΔU имеют отрицательные значения?

12. Какое утверждение(я) ошибочно(ы):

а) при изобарном процессе изменение внутренней энергии равно тепловому эффекту реакции;

б) стандартная энтальпия образования озона (O_3), как и любого другого простого вещества, принята за нуль;

в) при экзотермическом процессе происходит понижение внутренней энергии системы, поэтому такому тепловому эффекту приписывается отрицательный знак;

г) тепловой эффект химической реакции зависит от скорости химической реакции, а следовательно, от присутствия катализатора;

д) энтальпия образования веществ зависит от температуры?

13. Какое утверждение(я) ошибочно(ы):

а) стандартной энтальпией образования веществ называется тепловой эффект образования одного моля данного вещества из атомов при температуре 298 К и давлении 101,3 кПа;

б) энтальпия образования веществ может иметь как положительное, так и отрицательное значения энергии;

в) в соответствии с принципом наименьшей энергии наиболее предпочтительны эндотермические процессы;

г) тепловой эффект химической реакции не зависит от агрегатного состояния веществ;

д) внутренняя энергия термодинамической системы, находится ли она в состоянии покоя или движения, остается неизменной?

ВТОРОЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ. ЭНТРОПИЯ. ПОНЯТИЕ СВОБОДНОЙ ЭНЕРГИИ

1. Сформулируйте второй закон термодинамики. Какой физический смысл имеет энтропия? Какова ее размерность?

2. Приведите выражение для энтропии равновесной системы, вытекающее из модельных представлений о строении вещества. Каков физический смысл термодинамической вероятности существования системы $q_{n,v}$? Что ограничивает число доступных уровней для молекул системы?

3. Что понимают под определением энтропии как меры "молекулярного хаоса"?

4. Как зависит энтропия от температуры при постоянном давлении? Чему соответствует изменение энтропии при фазовых переходах? Приведите формулу для расчета энтропии вещества при произвольной температуре и заданном давлении.

5. Почему для одного и того же вещества изменение энтропии при плавлении значительно меньше, чем изменение ее при переходе от жидкости к пару?

6. Что называется стандартной энтропией вещества?

7. Охарактеризуйте зависимость энтропии от объема и давления:

а) для идеального газа; б) для идеального раствора; в) для реального раствора.

8. Пользуясь уравнением первого и второго начала термодинамики, выразите работу химического преобразования системы $A_{хим}$ через измеряемые на опыте или вычисляемые по опытным данным величины (P, V, U, T и S).

9. Составьте вспомогательные термодинамические функции F и G . Как их называют? Поясните цель введения этих вспомогательных функций.

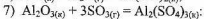
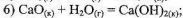
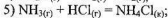
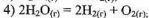
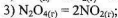
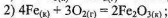
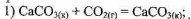
10. Какие значения изменения свободной энергии Гиббса являются критерием самопроизвольного протекания процесса? При каких значениях самопроизвольный процесс невозможен? Для каких систем признаком самопроизвольного протекания процесса может служить возрастание энтропии?

11. Возможна ли при стандартных условиях реакция

$Fe_2O_3 + 3H_2 = 2Fe + 3H_2O$, если для оксида железа и воды величины ΔH° равны соответственно -821 и -242 кДж/моль, а значения S° для четырех указанных веществ равны 90 ; 131 ; 27 и 189 Дж/моль·град соответственно?

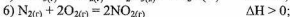
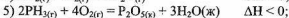
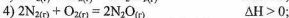
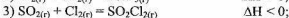
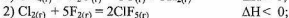
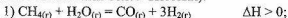
Вопросы для самоконтроля

1. Не производя вычислений, предскажите знак изменения энтропии в следующих реакциях. Укажите реакции, сопровождающиеся увеличением энтропии:



а) 1, 6, 7; б) 2,3; в) 4, 6, 7; г) 3, 4; д) 2, 5, 6.

2. Указать, какие из реакций не могут протекать самопроизвольно ни в стандартных условиях, ни при температурах, отличающихся от стандартных (более низких или более высоких):



а) 1,4; б) 4,6; в) 2,3,5; г) 1,2,6; д) 2,6.

3. Величина ΔG выражается уравнением:

а) $\Delta H - T\Delta S$; б) $\Delta U - T\Delta S$; в) $\Delta U + P\Delta V$; г) $P\Delta V$ д) $T\Delta S$.

4. Работа химического преобразования при $P=\text{const}$ и $T=\text{const}$ определяется изменением:

а) свободной энергией Гельмгольца; б) свободной энергии Гиббса;

в) энтальпии; г) внутренней энергии; д) энтропии.

5. Критерием самопроизвольно протекающего процесса при постоянном давлении и температуре является условие:

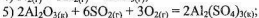
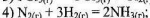
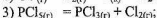
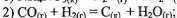
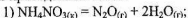
а) $\Delta G > 0$; б) $\Delta G < 0$; в) $\Delta F < 0$; г) $\Delta F > 0$; д) $\Delta G = 0$.

6. Ни при каких условиях не могут протекать реакции, характеризующиеся:

а) $\Delta H < 0, \Delta S < 0$; б) $\Delta H < 0, \Delta S > 0$; в) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$; г) $\Delta H > 0, \Delta S < 0$;

д) $\Delta H < 0, \Delta S = 0$.

7. Не проводя расчета, укажите скорее всего эндотермические реакции из приведенных ниже:



а) 4; б) 4,5; в) 1,5; г) 2,4,5; д) 1,3.

8. Учитывая, что для реакции $1/2 N_2 + O_2 = NO_2$ величина $\Delta H^\circ = 34$ кДж, а $\Delta S^\circ = -60$ Дж/град, можно установить, что значение ΔG° реакции равно примерно (кДж):

- а) 52; б) 16; в) 18000; г) 0; д) -18000.

9. Какие утверждения ошибочны?

Учитывая, что для реакции $2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$ значение $\Delta H^\circ = -98$ кДж, а $\Delta S^\circ = 500$ Дж/град, можно установить, что:

- а) значение ΔG° для нее примерно равно -248 кДж;

б) реакция является экзотермической;

в) реакция самопроизвольно протекает в прямом направлении;

г) реакция является эндотермической;

д) величина ΔG° этой реакции имеет величину больше нуля, и процесс не может самопроизвольно протекать в прямом направлении.

10. Какие утверждения ошибочны?

Учитывая, что для реакции $2NO = N_2O_4$ значения $\Delta H^\circ = -58,04$ кДж, а $\Delta S^\circ = -176,52$ Дж/град, можно установить, что при температуре $100^\circ C$:

- а) значение ΔG° равно примерно 7,80 кДж;

б) реакция является экзотермической;

в) реакция является эндотермической;

г) реакция самопроизвольно протекает в прямом направлении.

д) величина ΔG° этой реакции указывает, что процесс не может самопроизвольно протекать в прямом направлении.

11. Какие утверждения ошибочны:

а) энтропия – функция состояния, увеличивающаяся с ростом температуры и объема системы;

б) поступательная составляющая энтропии очень велика для газов, мала для жидкостей и равна нулю для кристаллов;

в) работа химического преобразования системы при $V = \text{const}$ и $T = \text{const}$ может быть вычислена по изменению изохорно-изотермического потенциала;

г) самопроизвольному протеканию химического процесса способствует увеличение энтальпии и уменьшение энтропии системы;

д) уравнение $\Delta S^\circ = Q/T$ полностью определяет физический смысл энтропии.

12. Какое утверждение ошибочно:

а) для реакций, протекающих без изменения энтропии, значение ΔG от температуры практически не зависит;

б) для химической реакции изменение энтропии в стандартных условиях определяется соотношением

$$\Delta S^\circ = \sum \nu_j \Delta S_j^\circ \text{ продукт} - \sum \nu_i \Delta H_i^\circ \text{ исх. веш.};$$

в) процессы, протекающие с одновременным уменьшением энтальпии и увеличением энтропии являются необратимыми;

г) энтальпия образования, энтропия и изобарно-изотермический потенциал образования простых веществ принимают равными нулю;

д) при постоянных P и T самопроизвольно протекают только реакции, для которых $\Delta G < 0$.

13. Какое утверждение(я) ошибочно(ы):

а) экзотермические реакции всегда протекают самопроизвольно;

б) эндотермические реакции могут протекать самопроизвольно при достаточно высоких температурах;

в) эндотермические реакции могут самопроизвольно протекать при достаточно низких температурах;

г) эндотермические реакции могут протекать при использовании катализатора;

д) экзотермические реакции протекают более глубоко при понижении температуры?

ХИМИЧЕСКИЙ ПОТЕНЦИАЛ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

1. От каких факторов зависит способность системы к химическому изменению?

2. Дайте определение химического потенциала вещества.

3. Выразите химический потенциал через термодинамические функции состояния, используя для этого уравнение, описывающее обратимый перенос массы (числа молей Δn) в однокомпонентной системе:

а) при постоянных температуре и давлении;

б) при постоянных температуре и объеме.

4. Укажите для смеси веществ связь химического потенциала i -го компонента с функцией G (соответственно с функцией F).

5. Что понимается под величиной стандартного химического потенциала реагента?

6. Приведите уравнения, выражающие зависимость химического потенциала компонента от его концентрации: а) в смеси идеальных газов; б) в идеальных растворах; в) в неидеальных растворах.

7. Что называется константой химического равновесия? Каков ее физический смысл? Как константа химического равновесия определяется через концентрации исходных веществ и продуктов? Какая связь существует между константами прямой и обратной реакций?

8. От каких факторов зависит константа химического равновесия?

9. С помощью величин химических потенциалов реагентов выразите: а) условие самопроизвольного протекания реакции; б) условие химического равновесия.

10. Приведите вывод общего уравнения константы химического равновесия, оперируя величинами μ_i , соответственно для изобарно-изотермического и изохорно-изотермического процесса. Как называется полученное основное соотношение химической термодинамики?

11. Приведите уравнение, выражающее зависимость константы равновесия от ΔH° и ΔS° .

12. Рассчитайте константу равновесия реакции $2\text{NO}_{2(g)} = \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ при стандартных условиях, учитывая, что ΔH° реакции равно -59 кДж, а ΔS° реакции равно около -177 Дж/град.

13. Вычислите давление CO_2 над карбонатом кальция при температуре 1800 К, учитывая, что ΔH° реакции равно 177 кДж, а ΔS° реакции равно около 161 Дж/град.

14. Что включает в себя понятие смещения химического равновесия? Обсудите влияние различных факторов на смещение химического равновесия. Сформулируйте правило Ле-Шателье.

15. В соответствии с принципом Ле-Шателье влияние температуры на равновесие определяется знаком теплового эффекта, т.е. энтальпийным фактором. В то же время изменение температуры вызывает изменение энтропийного члена $T\Delta S$, что приводит к изменению энергии Гиббса, также связанной с глубиной протекания процесса. Как это объяснить?

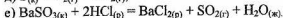
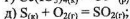
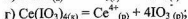
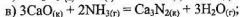
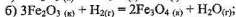
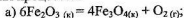
16. Назовите факторы: а) смещающие равновесие; б) смещающие равновесие и изменяющие при этом константу равновесия; в) смещающие равновесие и не изменяющие при этом константу равновесия.

17. Для каких реакций с участием газообразных веществ изменение давления не вызывает смещения равновесия?

18. Укажите возможные причины, почему концентрация вещества в кристаллическом и жидком состоянии не входит в выражение константы равновесия реакции с участием газообразных веществ.

19. Напишите выражения констант равновесия образования из простых веществ жидкой и газообразной воды.

20. Напишите выражения констант равновесия следующих гетерогенных процессов:



21. Равновесную смесь газов в системе $2\text{SO}_3(\text{г}) = 2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$ ($\Delta H^\circ = 196,6$ кДж) подвергают следующим воздействиям: а) повышение температуры; б) уменьшение объема сосуда; в) добавление кислорода; г) добавление в сосуд инертного газа; д) введение катализатора. Укажите для каждого воздействия, как изменяется положение равновесия (смещается впра-

во, влево или не изменяется). Кроме того, определите, возрастает, уменьшается или остается неизменной константа равновесия.

22. Какие процессы описывают с помощью константы равновесия, называемой "произведением растворимости"?

23. Обсудите условия растворения и выпадения осадка.

24. Выведите формулу, позволяющую рассчитывать растворимость соли типа A_nB_m (в моль/л и в г/л) по величине ПР этой соли.

25. К раствору, содержащему по 10^{-2} моль/л ионов Cl^- , Br^- и CrO_4^{2-} , добавляют ионы Ag^+ . В какой последовательности будут выпадать соли серебра, если величины ПР $AgCl$, $AgBr$ и Ag_2CrO_4 равны соответственно 10^{-10} , 10^{-13} и 10^{-12} ?

26. В 100 мл насыщенного водного раствора соли A_3B_2 с относительной молекулярной массой 500 содержится 0,005 г соли, определите величину ПР этой соли.

27. Вычислите массу осадка и состав раствора над ним, полученного при сливании 1 л 0,001М $AgNO_3$ и 1 л 0,001М $NaCl$ (ПР $AgCl = 10^{-10}$).

28. Вычислить рН насыщенного раствора $Fe(OH)_2$ (ПР = $1,0 \cdot 10^{-15}$).

29. Вычислить значение рН, при котором можно ожидать начало осаждения гидроксида алюминия из 0,01 М раствора хлорида алюминия (ПР = $1,9 \cdot 10^{-33}$).

Вопросы для самоконтроля

1. Для состояния химического равновесия справедливо соотношение

а) $\Delta G_{T,P} = 0$; б) $\Delta G_{T,P} > 0$; в) $\Delta G_{T,P} < 0$; г) $\sum \nu_i \Delta \mu_i = 0$; д) $\sum \nu_j \Delta \mu_j = 0$.

2. Концентрация HI , находящегося в равновесии в соответствии с реакцией $H_{2(r)} + I_{2(r)} = 2HI_{(r)}$, при условии, что $K_e = 36$ и в реакцию взяли по 2 моль/л водорода и иода, равна (моль/л):

а) 1,5; б) 1; в) 0,5; г) 0,25 д) 2.

3. Учитывая, что для реакции $3Fe_2O_{3(lв)} + H_{2(r)} = 2Fe_3O_{4(тв)} + H_2O_{(r)}$ константа равновесия равна 40, то при $[H_2] = 0,05$ моль/л процесс пойдет в прямом направлении только при концентрации H_2O , равной (моль/л):

а) 3; б) 2,5; в) 10; г) 1,5; д) 2.

4. Если стандартная свободная энергия Гиббса некоторой реакции при 1000 К равна -57 кДж, то константа равновесия для данного процесса равна примерно:

а) 2; б) 1; в) 10^3 ; г) 10^{-3} ; д) 10^{-2} .

5. Если константа равновесия реакции при $727^\circ C$ равна 10, то изобарно-изотермический потенциал составляет (кДж):

а) $-8,3$; б) -14 ; в) $8,3$; г) -19 ; д) $-0,2$.

6. При какой температуре (К) ΔG° реакции $2NO_{2(r)} = N_2O_{4(r)}$ равно 0 ($\Delta H^\circ = -59$ кДж; $\Delta S^\circ = 177$ Дж/град)?

а) 300; б) 310; в) 320; г) 330; д) 340.

7. Из веществ, приведенных ниже, укажите те, для которых применимо понятие «произведение растворимости»:

а) MnO_2 ; б) KOH ; в) $Fe(OH)_3$; г) NH_3 ; д) Ag_2S .

8. Из веществ, приведенных ниже, укажите те, для которых неприменимо понятие «произведение растворимости»:

а) Fe_2O_3 ; б) $C_{20}H_{42}$; в) H_3PO_4 ; г) $Ca_3(PO_4)_2$; д) $Al(OH)_3$.

9. Растворимость MnS уменьшается при добавлении растворов:

а) K_2SO_4 ; б) $Mn(NO_3)_2$; в) KCl ; г) K_2S ; д) HCl .

10. Растворимость $Ca_3(PO_4)_2$ возрастает при добавлении растворов:

а) Na_3PO_4 ; б) $LiCl$; в) Na_2SO_4 ; г) $CaCl_2$; д) HCl .

11. IP соли A_2B с относительной молекулярной массой 100, содержащей в 1 л насыщенного водного раствора 0,01 г вещества, равно:

а) $1 \cdot 10^{-8}$; б) $1 \cdot 10^{-4}$; в) $4 \cdot 10^{-8}$; г) $4 \cdot 10^{-12}$; д) $1 \cdot 10^{-12}$.

12. В насыщенном водном растворе какой соли концентрация ионов серебра минимальна:

а) $Ag_4[Fe(CN)_6]$ (IP = 10^{-40}); б) $AgCl$ (IP = 10^{-10});

в) Ag_2CrO_4 (IP = 10^{-12}); г) Ag_3AsO_4 (IP = 10^{-24})?

13. В насыщенном водном растворе какой соли концентрация ионов серебра максимальна:

а) Ag_3PO_4 (IP = 10^{-21}); б) AgI (IP = 10^{-16}); в) Ag_2S (IP = 10^{-50});

г) $Ag_4[Fe(CN)_6]$ (IP = 10^{-40})?

14. В каком объеме воды (л) можно растворить 1 г соли A_3B_2 с относительной молекулярной массой 1000 и IP = $1,08 \cdot 10^{-28}$, чтобы приготовить насыщенный раствор (плотность раствора считать равной 1):

а) 0,5; б) 1; в) 10; г) 100; д) 1000.

15. Во сколько раз растворимость $AgCl$ в воде выше, чем в 0,1 М растворе KCl :

а) 2; б) 10; в) 100; г) 1000; д) 10000?

16. Какие утверждения ошибочны?

Относительно реакции $S_{(ромб.)} + O_{2(г)} = SO_{2(г)}$ $\Delta H < 0$; $\Delta S > 0$ можно предположить:

а) реакция самопроизвольно протекает в прямом направлении;

б) равновесие смещено вправо при любых температурах;

в) повышение давления смещает равновесие влево;

г) увеличение количества серы не влияет на состояние химического равновесия;

д) $K_c \ll 1$.

17. Какое утверждение ошибочно:

а) для смеси веществ химический потенциал i -го компонента определяется соотношением $\mu_i = (\partial G / \partial n_i)_{P, T, \text{состав}}$;

б) физический смысл константы равновесия заключается в том, что она является мерой глубины протекания реакции в прямом направлении;

в) для реакции $2\text{FeO}_{(тв)} + \text{C}_{(тв)} = 2\text{Fe}_{(тв)} + \text{CO}_{2(г)}$ константа равновесия имеет вид $K_p = p_{\text{CO}_2}$;

г) понятие “ произведение растворимости ” неприменимо к хорошо растворимым солям;

д) величина ПР не зависит от температуры?

18. Какое утверждение ошибочно:

а) для чистого вещества молярное значение функции G является его химическим потенциалом;

б) величина константы равновесия зависит от температуры;

в) если в равновесную систему $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ в условиях постоянного объема внести азот, то это будет способствовать образованию аммиака;

г) условием осаждения малорастворимой соли AB_2 является соотношение $[\text{A}^{2+}] \cdot [\text{B}^-]^2 > \text{ПР}_{\text{AB}_2}$;

д) при добавлении хлорида натрия к насыщенному раствору хлорида серебра в воде растворимость последнего увеличивается?

19. Какие утверждения ошибочны:

а) равновесие реакции $\text{C}_{(к)} + 1/2\text{O}_{2(г)} = \text{CO}_{(г)}$ при добавлении углерода смещается вправо;

б) так как с повышением температуры равновесие реакции $\text{SO}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{SO}_3$ смещается влево, то данная реакция является экзотермической;

в) Величина ПР Ag_3PO_4 уменьшается при добавлении к раствору этой соли фосфата натрия;

г) При $K_c \ll 1$ в равновесной смеси преобладают вещества, стоящие в левой части уравнения;

д) NaCl характеризуется в водном растворе высоким значением ПР.

РАСТВОРЫ. ЗАКОНЫ ИДЕАЛЬНЫХ РАСТВОРОВ

1. Что называется раствором? Какие типы растворов известны?

2. Обсудите тепловые эффекты процесса растворения. Существуют ли достаточно простые и общие закономерности энергетики процесса растворения?

3. Что вкладывают в понятие идеальный и реальный раствор? Каковы признаки этих растворов?

4. Какие растворы называют насыщенными, ненасыщенными, перенасыщенными?

5. Отличаются ли понятия насыщенный и концентрированный раствор? Можно ли назвать концентрированными насыщенными растворы: а) CaCl_2 ; б) CaCO_3 ?

6. Дайте определение понятия растворимости вещества. От каких факторов зависит растворимость веществ: а) твердых; б) жидких; в) газообразных.

7. Как зависит от температуры растворимость в воде а) твердых веществ; б) газов? Как изменяется растворимость газов в воде с изменением давления?

8. Каково соотношение между общим объемом раствора и суммой объемов компонентов раствора а) для идеальных растворов; б) для реальных растворов? Как объяснить наблюдающееся отличие?

9. В соответствии с каким законом происходит распределение веществ между двумя несмешивающимися жидкостями? Что называют коэффициентом распределения?

10. Перечислите наиболее употребительные способы выражения концентрации растворов?

11. Дайте определение следующим понятиям: составляющее вещество, компонент, фаза, степень свободы.

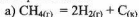
12. Сформулируйте правило фаз Гиббса. Пользуясь этим правилом, дайте трактовку Р-Т диаграмм состояния: а) воды; б) серы.

13. Каково максимальное количество фаз, находящихся в равновесии: а) для однокомпонентной системы; б) для двухкомпонентной системы?

14. Чем определяется наклон кривых плавления, возгонки и испарения на Р-Т диаграммах однокомпонентных систем?

15. Поясните с помощью принципа Ле-Шателье наклон кривой плавления воды влево, а серы – вправо от оси давлений.

16. Определите число степеней свободы в системах с учетом условий их образования:



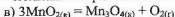
- система получена разложением метана;

- система получена смешением произвольных количеств всех трех веществ;



- система получена из смеси хлора и воды, взятых в мольном отношении 1:1;

- смешением произвольных количеств всех четырех веществ;



- система получена при разложении диоксида марганца;

- смешением произвольных количеств всех трех веществ.

17. Рассчитайте число степеней свободы в системе, образованной:

а) газообразным иодоводородом при $t < 150^\circ\text{C}$ (диссоциации иодоводорода не происходит);

б) в результате диссоциации газообразного иодоводорода при $t > 150^\circ\text{C}$.

18. Обсудите особенности воды как растворителя.

19. Как изменится давление насыщенного пара воды при растворении в ней нелетучего вещества?

20. Сформулируйте закон Рауля. Приведите его вывод, оперируя величинами химических потенциалов и используя Р-Т диаграммы чистого растворителя и раствора. Для каких растворов справедлив этот закон? В каких единицах выражают концентрацию раствора в уравнении закона Рауля?

21. Обсудите наблюдающиеся отклонения от закона Рауля.

22. Как зависимость давления пара раствора от состава можно использовать для определения коэффициентов активности в жидких растворах?

23. Покажите, используя Р-Т диаграммы для чистых жидкостей и растворов нелетучих веществ, что изменение давление пара над раствором должно приводить к изменению температур замерзания и кипения растворов по сравнению с чистым растворителем.

24. Сформулируйте следствие закона Рауля. Приведите их математическое выражение. В каких единицах выражается концентрация раствора? Какой физический смысл имеют эбулиоскопическая и криоскопическая постоянные?

26. Какое явление называется осмосом? Что называется осмотическим давлением? Сформулируйте закон Вант-Гоффа, приведите его математическое выражение. В каких единицах выражается концентрация раствора?

Вопросы для самоконтроля

1. Раствор, полученный при растворении 1 моля вещества в 1000 г растворителя, называется:

а) 0,1%; б) 1%; в) одномоляльным; г) однонормальным; д) одномолярным.

2. В 100 мл 5М раствора содержится вещества:

а) 0,5 г-экв; б) 5 г; в) 5 моль; г) 0,5 моль; д) 5г-экв.

3. Раствор, в одном литре которого содержится 2 моль HCl, может быть назван:

а) 1М; б) 0,2%; в) 2N; г) 0,2M; д) 2%.

4. Молярная концентрация 40%-го раствора (плотность равна 1) вещества с молекулярной массой 200 равна:

а) 2M; б) 0,2M; в) 0,02M; г) 20M; д) 5M.

5) Моляльная концентрация раствора, полученного при растворении 4г NaOH в 2 литрах воды, равна:

а) 2; б) 0,002; в) 0,5; г) 0,05; д) 0,1.

6. Из указанных водных растворов серной кислоты (плотность считать равной единице) наиболее концентрированным является раствор с концентрацией:

а) 1%; б) 1M; в) 1N; г) одномоляльный.

7. Из указанных водных растворов фосфорной кислоты (плотность считать равной единице) наиболее разбавленным является раствор с концентрацией:
 а) 1%; б) 1M; в) 1N; г) одномолярный.
8. В однокомпонентной системе, на которую из внешних факторов действуют температура и давление, максимальное число сосуществующих равновесных фаз равно;
 а) 1; б) 2; в) 3; г) 4; д) 5.
9. В однокомпонентной системе, на которую из внешних факторов действуют температура и давление, максимальное число степеней свободы равно:
 а) 1; б) 2; в) 3; г) 4; д) 5.
10. Наибольшее давление пара наблюдается над водным раствором глюкозы концентрации:
 а) 0,1M; б) 1%; в) 10%; г) децимолярной; д) одномолярной.
11. В каких единицах выражается концентрация в уравнениях $\Delta T_{\text{зам.}} = K_c$ и $\Delta T_{\text{кип.}} = E_c$:
 а) моль/1000г растворителя; б) моль/1000 г раствора;
 в) моль/1000 мл растворителя; г) моль/л раствора; д) г-экв/л раствора?
12. Из пяти растворов, содержащих равное количество граммов растворенной соли на 1000 г воды при самой высокой температуре, будет кипеть раствор:
 а) LiCl; б) NaCl; в) KCl; г) RbCl; д) CsCl.
13. При одинаковой массовой доле при наиболее низкой температуре замерзает раствор соли
 а) LiNO₃; б) NaNO₃; в) KNO₃; г) RbNO₃; д) CsNO₃.
14. Какое утверждение ошибочно:
 а) нормальность раствора определяется числом грамм-эквивалентов растворенного вещества, содержащегося в одном литре раствора;
 б) если на двухкомпонентную систему из внешних факторов действуют давление и температура, то максимальное число сосуществующих равновесных фаз равно четырем;
 в) в криоскопии и эбулиоскопии используют обычно молярные концентрации;
 г) раствор кипит при более высокой температуре, чем чистый растворитель;
 д) относительное понижение давление пара растворителя над раствором равно молярной концентрации растворенного вещества?
15. Какое утверждение ошибочно:
 а) шестинормальный раствор фосфорной кислоты можно назвать также двумолярным;

- б) под числом степеней свободы понимают число независимых параметров системы, которое можно менять произвольно в некотором интервале, не меняя числа и вида фаз системы;
- в) относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над разбавленным раствором неэлектролита определяется только числом молекул растворенного вещества и не зависит от его химической природы;
- г) температура замерзания раствора всегда ниже температуры замерзания чистого растворителя;
- д) осмотическое давление вычисляется по формуле $\pi = cRT$ для растворов неэлектролитов любых концентраций?

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

1. Назовите основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса. Какие вещества называют электролитами и по какому принципу они делятся на сильные и слабые?

2. Что называется степенью электролитической диссоциации? От каких факторов она зависит?

3. Что называется константой электролитической диссоциации? Для характеристики какого типа электролитов она используется и от каких факторов зависит?

4. Какой из критериев – константу равновесия образования ионов или степень диссоциации на ионы – следует положить в основу классификации электролитов?

Поясните, почему деление электролитов по силе в соответствии со значением степени диссоциации электролита можно использовать только при качественном рассмотрении вопроса.

5. Выведите зависимость степени диссоциации от величины константы диссоциации слабого электролита типа АВ (закон разведения Оствальда).

6. Как влияет присутствие общего иона (например, солей данной кислоты) на степень диссоциации слабой кислоты в водном растворе? Дайте пояснение.

7. Какой раствор будет более кислым: 1М HOC1 или 1М HOC1 в присутствии 1 моль NaOC1 ? Ответ иллюстрируйте расчетом, учитывая, что $K_{\text{HOC1}} = 6,8 \cdot 10^{-8}$.

8. Подчиняются ли растворы электролитов законам Рауля, Вант-Гоффа? Какой физический смысл имеет изотонический коэффициент? Каким соотношением он связан с величиной степени диссоциации? Какие растворы называют изотоническими?

9. Обсудите основные положения теории сильных электролитов Дебая-Гюккеля. Что понимают под кажущейся степенью диссоциации сильных электролитов?

10. Что называют активностью иона? От каких факторов она зависит?

11. Что называется ионной силой раствора и как ее можно вычислить? Приведите формулу Дебая – Гюккеля, выражающую зависимость среднего коэффициента активности от величины ионной силы раствора.

12. Что такое ионное произведение воды? Какова размерность этой характеристики? Какое значение имеет K_{H_2O} при 298 K? Рассчитайте величину свободной энергии Гиббса ионизации воды. Эндо- или экзотермичен этот процесс?

13. Объясните, почему K_{H_2O} увеличивается с повышением температуры?

14. В связи с чем вводится понятие водородного показателя (pH)? Выведите формулу для вычисления pH растворов сильных и слабых кислот и оснований. В каких случаях при расчете можно использовать аналитическую концентрацию ионов водорода? Дайте аргументированный ответ.

15. Какие системы называются буферными? Рассчитайте, как изменяется pH ацетатного (pH = 4,75) и аммиачного (pH = 9,24) буферных растворов при добавлении к 1 л каждого раствора по 0,1 моль HCl, учитывая, что $K_{CH_3COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$, $K_{NH_4OH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

16. Какой процесс называется гидролизом соли? Какого типа соли подвергаются гидролизу? Какова причина нарушения равенства концентраций ионов водорода и гидроксида в водных растворах солей, подвергающихся гидролизу?

17. Опишите механизм процесса гидролиза, оперируя величинами K_{H_2O} , констант диссоциации кислоты или основания и констант равновесия реакций гидролиза солей: а) Na_2CO_3 ; б) $ZnCl_2$; в) Al_2S_3 . Для какого типа солей гидролиз обратим, а для каких доходит практически до конца? Почему для Na_2CO_3 и $ZnCl_2$ гидролиз идет преимущественно по первой ступени?

18. Что называется степенью гидролиза? От каких факторов она зависит?

19. Что такое константа гидролиза и от каких факторов она зависит? Выведите соотношение между константой гидролиза и константой диссоциации кислоты или (и) основания, образующих соль.

20. Выведите уравнение для расчета степени гидролиза по концентрации и величине константы гидролиза.

21. Как можно: а) усилить гидролиз; б) подавить гидролиз? Предложите все возможные способы подавления и усиления гидролиза $CuSO_4$ и K_2S .

22. Укажите, какие из приведенных солей подвергаются гидролизу? Составьте уравнения гидролиза в ионном и молекулярном видах:

а) $Sr(NO_3)_2$; б) $Mn(NO_3)_2$; в) $KClO$; г) CsI ; д) CaS ; е) $Fe_2(SO_4)_3$.

23. Почему нельзя получить сульфит алюминия, приливая раствор сульфита натрия к раствору нитрата алюминия? Какие продукты образуются в результате реакции?

24. Опишите процессы, протекающие в водных растворах кислых солей. Почему одни соли формируют кислую среду, другие – щелочную?

25. Какие константы равновесия нужно использовать, чтобы оценить среду водного раствора кислых солей? Определите характер среды растворов:
а) Na_2HAsO_4 ; б) NaH_2AsO_4 ; в) NaHCO_3 ; г) NaHS .

Вопросы для самоконтроля

- Из указанных электролитов к слабым относят:
а) H_2O ; б) $\text{NH}_3(\text{водн})$; в) HCl ; г) NH_4Cl ; д) K_3PO_4 .
- Концентрация ионов водорода в водных растворах слабых кислот с константой диссоциации по первой ступени K_1 и концентрацией c (моль/л) равна:
а) K_1c ; б) $\sqrt{K_1c}$; в) $\sqrt{K_1/c}$; г) K_1/c ; д) c .
- Изотонический коэффициент водного раствора CaCl_2 с $\alpha = 0,5$ равен:
а) 1; б) 1,5; в) 2; г) 2,5; д) 3.
- При одинаковой моляльной концентрации водных растворов максимальное понижение температуры замерзания будет наблюдаться для раствора:
а) CaCl_2 ; б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; в) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; г) KCl ; д) FeCl_3 .
- При одинаковой моляльной концентрации водных растворов максимальное повышение температуры кипения будет наблюдаться для раствора:
а) NaCl ; б) CH_3COOH ; в) глюкозы; г) BaCl_2 ; д) глицерина.
- Величина понижения температуры замерзания водных растворов одинаковой моляльной концентрации BaCl_2 , KCl и глюкозы (гл) будет уменьшаться в ряду:
а) $\text{BaCl}_2 - \text{гл} - \text{KCl}$; б) $\text{KCl} - \text{BaCl}_2 - \text{гл}$; в) $\text{KCl} - \text{гл} - \text{BaCl}_2$;
г) $\text{гл} - \text{BaCl}_2 - \text{KCl}$; д) $\text{BaCl}_2 - \text{KCl} - \text{гл}$.
- Водородный показатель (pH) 0,1M раствора HCl равен:
а) 1; б) 2; в) 3; г) 4; д) 5.
- Водородный показатель (pH) 0,1M раствора KOH равен:
а) 9; б) 10; в) 11; г) 12; д) 13.
- Водородный показатель (pH) 0,1M раствора CH_3COOH ($K_{\text{дисс}} \approx 10^{-5}$) равен:
а) 9; б) 2; в) 3; г) 4; д) 5.
- Водородный показатель (pH) 0,1M раствора NH_3 ($K_{\text{дисс}} \approx 10^{-5}$) равен:
а) 9; б) 10; в) 11; г) 12; д) 13.
- При равной молярной концентрации максимальное значение pH имеет водный раствор:
а) K_2S ; б) NH_4Cl ; в) CH_3COOH ; г) H_2S ; д) KCl .
- При равной молярной концентрации максимальное значение pH имеет водный раствор:
а) H_2SO_4 ; б) HCl ; в) H_3PO_4 ; г) H_2S ; д) KOH .

13. При равной молярной концентрации минимальное значение рН имеет водный раствор:
а) H_2SO_4 ; б) HCl ; в) H_3PO_4 ; г) H_2S ; д) KOH .
14. При равной молярной концентрации минимальное значение рН имеет водный раствор:
а) HI ; б) H_6TeO_6 ; в) H_3PO_4 ; г) H_2S ; д) HF .
15. При равной молярной концентрации максимальное значение рН имеет водный раствор:
а) HI ; б) HCl ; в) H_2Te ; г) H_2S ; д) HF .
16. При одномолярной концентрации водных растворов нижеприведенных кислот наименьшее значение рН имеет раствор:
а) HCl ; б) H_2SO_4 ; в) H_2S ; г) HNO_3 ; д) CH_3COOH .
17. рН буферного раствора, приготовленного растворением 1 моля NH_3 ($K_{дисс} \approx 10^{-5}$) и 1 моля NH_4Cl в 1 л воды, равен:
а) 2; б) 7; в) 9; г) 11; д) 13.
18. Степень гидролиза 0,001М раствора NH_4Cl (для NH_3 (водн.) $K_{дисс} \approx 10^{-5}$) равна примерно (%):
а) 0,001; б) 0,01; в) 0,1; г) 1; д) 10.
19. Константа гидролиза соли Na_2CO_3 по первой ступени (для H_2CO_3 $K_{1дисс} \approx 10^{-7}$, $K_{2дисс} \approx 10^{-11}$) равна:
а) 10^{-3} ; б) 10^{-7} ; в) 10^{-11} ; г) 10^4 ; д) 10^{-18} .
20. Кислую среду имеют водные растворы:
а) Na_2CO_3 ; б) $NaHCO_3$; в) $(NH_4)_2SO_4$; г) Na_2S ; д) $Cu(NO_3)_2$.
21. Щелочную среду имеют водные растворы:
а) K_2SO_3 ; б) K_2SO_4 ; в) $KClO_4$; г) $KClO_2$; д) KCl .
22. Нейтральную или практически нейтральную среду имеют растворы:
а) $Hg(NO_3)_2$; б) $CuSO_4$; в) NH_4NO_2 ; г) $MnSO_3$; д) $RbBr$.
23. Среди растворов с одинаковой молярной концентрацией наиболее низкое значение рН имеет раствор:
а) $NaCl$; б) $CuCl_2$; в) $CaCl_2$; г) $NiCl_2$; д) KI .
24. Из растворов с одинаковой молярной концентрацией наиболее низкое значение рН имеет раствор:
а) $NaCl$; б) $SnCl_2$; в) $GeCl_4$; г) $SnCl_4$; д) $PbCl_2$.
25. Среди растворов с одинаковой нормальной концентрацией наиболее высокое значение рН имеет раствор:
а) Na_3PO_4 ; б) $Fe_2(SO_4)_3$; в) $NaClO$; г) Na_2SO_3 ; д) $FeSO_4$.
26. Среди растворов с одинаковой нормальной концентрацией наиболее низкое значение рН имеет раствор:
а) Na_3PO_4 ; б) $Fe_2(SO_4)_3$; в) $NaClO$; г) Na_2SO_3 ; д) $FeSO_4$.
27. Гидролиз $FeSO_4$ усиливается при добавлении растворов:
а) CH_3COOH ; б) KOH ; в) Na_2SO_3 ; г) $CsBr$; д) KCH_3COO .
28. Гидролиз соли $NaNO_2$ ослабляется при добавлении растворов:
а) $CsOH$; б) Na_3PO_4 ; в) $MnCl_2$; г) $NaCl$; д) K_2S .

29. Какое утверждение ошибочно?

Учитывая, что $K_{\text{HCN}} \approx 10^{-10}$, можно утверждать, что в 0,01M водном растворе цианида калия:

- а) устанавливается уравнение $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{HCN} + \text{OH}^-$;
- б) константа гидролиза равна 10^{-4} ;
- в) pH раствора равен 11;
- г) $[\text{OH}^-]_{\text{равновесия}} = 10^{-5}$ моль/л;
- д) степень гидролиза равна примерно 10%.

30. Какие утверждения ошибочны?

Учитывая, что K_1 и K_2 H_2S равны соответственно 10^{-7} и 10^{-13} , можно утверждать, что в водном растворе гидросульфида натрия:

а) устанавливаются равновесия



- б) константа гидролиза равна 10^{-7} ;
- в) глубина процесса гидролиза больше, чем процесса диссоциации;
- г) концентрация протонов больше концентрации гидроксид-ионов;
- д) pH раствора меньше 7.

31. Какие утверждения ошибочны?

Имеется буферный раствор, приготовленный растворением 1 моля уксусной кислоты ($K_{\text{дисс.}} \approx 10^{-5}$) и 1 моля ацетата натрия в 1 л воды:

- а) pH буферного раствора равен $\text{p}K_{\text{дисс.}}$;
- б) pH буферного раствора равен 5;
- в) при добавлении к указанному раствору 1 литра воды pH уменьшается;
- г) при добавлении 1 литра воды к указанному раствору pH увеличивается;
- д) при добавлении 1 литра воды к указанному раствору pH не изменяется.

32. Какое утверждение ошибочно:

а) изотонический коэффициент показывает, во сколько раз увеличивается общее число частиц в растворе вследствие диссоциации;

б) наличие кажущейся степени диссоциации сильных электролитов связано с образования в растворах ионных ассоциатов;

в) при комнатной температуре ионное произведение воды равно $K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$;

г) гидролизом называют реакция обменного взаимодействия солей с водой, при которых происходит образование малодиссоциированных веществ;

д) константа диссоциации слабого электролита увеличивается с разбавлением процессом раствора.

33. Какое утверждение ошибочно:

а) растворы кислот, щелочей и солей не подчиняются законам Рауля и Вант-Гоффа;

- б) активность иона – доля ионов вещества, которая проявляет себя в действии;
- в) для соли Cr_2S_3 процесс гидролиза доходит практически до конца;
- г) водные однонормальные растворы H_2SO_4 , HCl , HClO_4 и HNO_3 имеют одинаковые значения pH;
- д) степень гидролиза солей типа KCN и NH_4Cl уменьшается с разбавлением раствора.

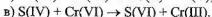
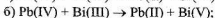
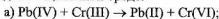
ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ

1. Какие реакции называют окислительно-восстановительными? В чем сущность процесса окисления и процесса восстановления?
2. Какая система выбирается в качестве “стандартной”, по отношению к которой определяется способность других систем присоединять или отдавать электроны?
3. Как можно осуществить пространственное разделение процессов окисления и восстановления в окислительно-восстановительных реакциях?
4. Что называют полуэлементами? Что собой представляет гальванический элемент? Что позволяет количественно превратить работу химического процесса в электрическую работу?
5. Выразите $\Delta G_{\text{Red-Ox}}$ через электродвижущие силы соответственно построенных гальванических элементов.
6. Что называют электродным потенциалом данного электрода? Что собой представляет нормальный водородный электрод? Какую роль играет платина при проведении обратимой реакции ионизации водорода?
7. Что понимают под стандартным электродным потенциалом? Чему равен стандартный электродный потенциал водородного электрода? Сформулируйте правило знаков электродных потенциалов. Является ли величина стандартного электродного потенциала абсолютной характеристикой окислительно-восстановительной способности системы?
8. Что называется электрохимическим рядом напряжений металлов? Каков знак стандартного электродного потенциала электродов, образованных металлами, расположенными левее (правее) водорода в ряду напряжений металлов?
9. Рассмотрите зависимость окислительно-восстановительных потенциалов и процессов от концентрации реагентов. Приведите уравнение Нернста.
10. Как оценить в первом приближении возможность осуществления данной ионной окислительно-восстановительной реакции, пользуясь величинами стандартных электродных потенциалов сопряженных пар?
11. При каком условии устанавливается равновесие в окислительно-восстановительном процессе? Как провести расчет константы равновесия

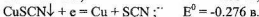
окислительно-восстановительной реакции? Какие факторы влияют на направление окислительно-восстановительных реакций?

12. Как с помощью стандартных электродных потенциалов выбрать среду (кислую или щелочную) с целью более глубокого проведения окислительно-восстановительного процесса?

13. Какие из процессов, схемы которых приведены ниже, следует проводить в щелочной среде:



14. Сравните стандартные электродные потенциалы электрохимических систем, отличающихся друг от друга наличием или отсутствием малорастворимых соединений:



Воспользовавшись приведенными значениями E^0 и уравнением Нернста, сделайте вывод о влиянии образования малорастворимых соединений на величину электродного потенциала и, следовательно, на окислительные (восстановительные) свойства веществ.

15. Используя справочные данные о стандартных электродных потенциалах и уравнение Нернста, охарактеризуйте влияние на окислительно-восстановительные реакции образования комплексных соединений.

16. Объясните, почему в отсутствие комплексообразования в кислой среде соединения Co(III) являются очень сильными окислителями ($E^0(\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+}) = +1.96 \text{ в}$), близкими по силе таким чрезвычайно сильным окислителям, как $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$, NaBiO_3 , K_2FeO_4 , O_3 . В присутствии же цианид-ионов электродный потенциал, характеризующий равновесие в сопряженной паре $\text{Co(III)}/\text{Co(II)}$, снижается настолько, что становится существенно отрицательным ($E^0([\text{Co(CN)}_6]^{3-}/[\text{Co(CN)}_6]^{4-}) = -0.83 \text{ в}$).

17. Почему смесь $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{HF}$ является одним из наиболее сильных окислителей в водном растворе?

18. Каков механизм влияния природы растворителя на протекание окислительно-восстановительных реакций? Приведите примеры.

19. Какие процессы называются электролизом? Какие функции выполняют в процессах электролиза анод и катод?

20. Какие процессы протекают на катоде при электролизе водных растворов солей, образованных катионами: а) активных металлов; б) металлов средней активности; в) малоактивных металлов?

21. Какие процессы протекают на аноде при электролизе водных растворов: а) галогенидов; б) сульфатов, нитратов, фосфатов?

22. Определите продукты электролиза водных растворов NaBr, CuBr₂, CuSO₄, Na₂SO₄, H₂SO₄, KOH.

23. Сформулируйте первый и второй законы Фарадея. Чему соответствует число Фарадея?

Вопросы для самоконтроля

1. Какие из указанных соединений можно использовать в лабораторной практике в качестве эффективных окислителей?

а) Br₂; б) KMnO₄; в) PbO₂; г) K₂Cr₂O₇; д) H₂S.

2. В лабораторных условиях в качестве эффективных восстановителей используют нижеуказанные соединения за исключением:

а) FeSO₄; б) Fe₂(SO₄)₃; в) SnCl₂; г) Zn; д) H₂S.

3. Используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов систем I₂/2I⁻ = +0,54в; Cl₂/2Cl⁻ = +1,36в; Fe³⁺/Fe²⁺ = +0,77в и Sn⁴⁺/Sn²⁺ = +0,15в, установите, равновесие каких реакций в стандартных условиях смещено вправо:

а) 2Fe²⁺ + I₂ = 2Fe³⁺ + 2I⁻;

б) 2Fe³⁺ + 2Cl⁻ = 2Fe²⁺ + Cl₂;

в) 2Fe³⁺ + Sn²⁺ = 2Fe²⁺ + Sn⁴⁺;

г) Sn²⁺ + I₂ = Sn⁴⁺ + 2I⁻;

д) Sn⁴⁺ + 2Cl⁻ = Sn²⁺ + Cl₂.

4. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, протекающих в кислой среде, и, используя значения окислительно-восстановительных потенциалов сопряженных пар, определите, равновесие каких реакций в стандартных условиях смещено влево:

а) Cr₂O₇²⁻ + Sn²⁺ → Cr³⁺ + Sn⁴⁺;

б) Cr₂O₇²⁻ + Fe²⁺ → Cr³⁺ + Fe³⁺;

в) Cr₂O₇²⁻ + Cl⁻ → Cr³⁺ + Cl₂;

г) Cr₂O₇²⁻ + I⁻ → Cr³⁺ + I₂;

д) Cl₂ + I⁻ → Cl⁻ + I₂.

5. Какой из ионов является наиболее сильным окислителем в стандартных условиях:

а) Fe³⁺; б) Sn⁴⁺; в) Fe²⁺; г) Au³⁺; д) Pt³⁺?

6. Какой из ионов является более сильным восстановителем в стандартных условиях:

а) Cr₂O₇²⁻; б) Sn²⁺; в) Sn⁴⁺; г) 2Fe²⁺; д) I⁻?

7. Константа равновесия реакции «а» в задаче 3 равна примерно:

а) 10^{-460/59}; б) 10^{460/59}; в) 10^{1310/59}; г) 10^{-230/59}; д) 10^{230/59}.

8. Константа равновесия реакции «г» в задаче 3 равна примерно:

а) 10^{780/59}; б) 10^{-780/59}; в) 10^{390/59}; г) 10^{-390/59}; д) 10^{690/59}.

9. Константа равновесия реакции «а» в задаче 4 равна:

а) $10^{7080/59}$; б) $10^{-7080/59}$; в) $10^{236/59}$; г) $10^{-236/59}$; д) $10^{14160/59}$.

10. Константа равновесия реакции «в», указанной в задаче 4, равна примерно:

а) 10^{-3} ; б) 10^3 ; в) 10^{-1} ; г) 10; д) 10^{-6} .

11. Электронный потенциал (вольт) системы

$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ ($E^0 = +1,51\text{в}$) при $[\text{MnO}_4^-] = [\text{Mn}^{2+}] = 1$ моль/л и $\text{pH} = 5$ равен:

а) 1,04; б) 1,98; в) 1,57; г) 1,45; д) 1,33;

на основании чего можно сделать вывод, что перманганат-ион является более сильным окислителем в следующей среде:

е) кислой; ж) щелочной.

12. Электронный потенциал (вольт) системы

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ ($E^0 = 1,33\text{в}$) при $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = [\text{Cr}^{3+}] = 1$ моль/л и $\text{pH} = 6$ равен примерно:

а) 0,50; б) 1,00; в) 2,16;

на основании чего можно сделать вывод, что окислительные свойства дихромат-ионов при уменьшении pH :

г) уменьшаются; д) усиливаются.

13. Какое утверждение ошибочно:

а) стадия реакции, связанная с потерей электронов, представляет собой окисление;

б) стандартный электронный потенциал водородного электрода по определению равен нулю;

в) проведение химической реакции при пространственном разделении реакции окисления и восстановления позволяет количественно превратить работу химического процесса в электрическую работу;

г) при электролизе на катоде происходит процесс восстановления;

д) при электролизе водного раствора бромида натрия на катоде выделяется металлический натрий, на аноде – свободный бром, а в катодном пространстве накапливается NaOH ?

14. Какое утверждение ошибочно:

а) восстановление – это стадия реакции, связанная с присоединением электронов;

б) стандартный электронный потенциал системы служит количественной мерой ее способности осуществлять окисление молекулярного водорода до H_3O^+ в водном растворе;

в) ряд напряжений металлов – частный случай более общей последовательности – окислительно-восстановительных потенциалов;

г) при электролизе на аноде происходит процесс окисления;

д) при электролизе водного раствора сульфата меди на катоде образуется медь, на аноде – сернистый газ, а в анодном пространстве накапливается серная кислота.

15. Подберите коэффициенты с помощью ионно-электронных схем в следующих окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в водном растворе:

1. $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
2. $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
3. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
4. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$
5. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
6. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
7. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{O}_2$
8. $\text{O}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
9. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
10. $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \xrightarrow{t} \text{KClO}_3 + \dots$
11. $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \dots$
12. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
13. $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
14. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$
15. $\text{KClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$
16. $\text{CaOCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$
17. $\text{KBr} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
18. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
19. $\text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_{4 \text{ конц.}} \rightarrow \text{Br}_2 + \dots$
20. $\text{I}_2 + \text{HNO}_{3 \text{ конц.}} \rightarrow \text{HIO}_3 + \dots$
21. $\text{HIO}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
22. $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
23. $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
24. $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \dots$
25. $\text{HgS} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
26. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \dots$
27. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
28. $\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
29. $\text{P} + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
30. $\text{P} + \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
31. $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
32. $\text{P} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
33. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
34. $\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
35. $\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
36. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
37. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$

38. $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
39. $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Se} + \dots$
40. $\text{H}_2\text{TeO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Te} + \dots$
41. $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$
42. $\text{H}_2\text{TeO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
43. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
44. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \dots$
45. $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Ag}^+} \rightarrow$
46. $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{FeSO}_4 \rightarrow$
47. $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{N}_2 + \dots$
48. $\text{NH}_3 + \text{NaOCl} \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4 + \dots$
49. $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{CuCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cu}_2\text{O} + \dots$
50. $\text{NH}_2\text{OH} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{N}_2 + \dots$
51. $\text{NH}_2\text{OH} + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \dots$
52. $\text{Cu} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{NH}_3 + \dots$
53. $\text{Au} + \text{HN}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{N}_2 + \text{NH}_3 + \dots$
54. $\text{HNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \dots$
55. $\text{HNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \dots$
56. $\text{NaNO}_2 + \text{Zn} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \dots$
57. $\text{HNO}_2 + \text{HI} \rightarrow$
58. $\text{Sn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SnO}_3 + \text{NO}_2 + \dots$
59. $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \dots$
60. $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \dots$
61. $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \dots$
62. $\text{Pt} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
63. $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{конц.}} \rightarrow$
64. $\text{CO} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$
65. $\text{CO} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$
66. $\text{CO} + \text{PdCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Pd} + \dots$
67. $\text{KCN} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
68. $(\text{CN})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
69. $\text{Si} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{F}_2 \rightarrow$
70. $\text{Si} + \text{NaOH} \rightarrow$

16. Подберите коэффициенты с помощью ионно-электронных схем в следующих окислительно-восстановительных реакциях:

1. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeO}_4 + \text{H}_2$
2. $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$
3. $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{\text{t}}$
4. $\text{CrO}_3 \xrightarrow{\text{t}} \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$

5. $\text{KClO}_3 \xrightarrow{t} \text{KClO}_4 + \text{KCl}$
6. $\text{KClO}_3 \xrightarrow{t} \text{KCl} + \text{O}_2$
7. $\text{S} + \text{HNO}_3_{\text{конц.}} \rightarrow$
8. $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
9. $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$
11. $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t} \rightarrow$
12. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t} \rightarrow$
13. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \dots$
14. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2$
15. $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 \rightarrow$
16. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \rightarrow$
17. $\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t} \rightarrow$
18. $\text{H}_3\text{PO}_3 \xrightarrow{t} \text{PH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4$
19. $\text{H}_3\text{PO}_2 \xrightarrow{t} \text{PH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_3$
20. $\text{CO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

1. Какой раздел науки называют химической кинетикой и что она изучает?

2. Что называется скоростью химической реакции? Приведите математическое выражение для скорости химической реакции по изменению концентрации: а) исходного вещества; б) продукта реакции.

3. От каких факторов зависит скорость химической реакции? Какая стадия процесса определяет скорость химической реакции?

4. Что называют кинетическими уравнениями и кинетическими кривыми? Укажите типичные формы кинетических кривых для исходных веществ и продуктов реакции.

5. Сформулируйте закон действия масс в химической кинетике. Приведите его математическое выражение.

6. Каков физический смысл константы скорости реакции? От каких факторов он зависит?

7. Что называют порядком реакции?

8. Каковы размерности скорости реакции и константы скорости реакции различного порядка?

9. Что называют молекулярностью реакции? В каких случаях порядок реакции не совпадает с ее молекулярностью? Приведите примеры моно-, би- и тримолекулярной реакции.

10. Приведите кинетическое уравнение односторонней реакции первого порядка. Изобразите графически кинетическую кривую реакции пер-

вого порядка в координатах $C_{\text{исх.}}$ – время и $\ln C_{\text{исх.}}$ – время. Укажите аналитический расчет и графическое определение константы скорости реакции первого порядка.

11. Опишите качественный характер кинетических кривых каждого вещества системы, описываемой двухстадийной последовательной реакцией первого порядка $A \rightarrow B \rightarrow D$.

12. Сформулируйте эмпирическое правило Вант-Гоффа, отражающее температурную зависимость скоростей реакции.

13. Приведите уравнение Аррениуса. Что собой представляют активированные молекулы? Что называют энергией активации? Как опытным путем определяют величину энергии активации, руководствуясь уравнением Аррениуса?

14. Проанализируйте вид графика изменения кинетической энергии системы $D + H_2 = DH + H$ вдоль «пути реакции» (что понимают под термином «путь реакции»?).

15. Существует ли прямая связь между скоростью реакции и ее тепловым эффектом?

16. В чем сущность теории активного комплекса? Приведите выражение скорости реакции и константы скорости через величины энергии активации и энтропии активации.

17. Катализ как метод ускорения химической реакции. Какие вещества называются а) катализаторами; б) ингибиторами? С чем связано увеличение скорости катализируемой реакции?

18. Приведите энергетические схемы хода реакции в отсутствие и в присутствии катализатора. Что происходит с величиной энергии активации в присутствии катализатора?

19. В чем отличие катализа гомогенного и гетерогенного? Приведите примеры каталитических реакций.

Вопросы для самоконтроля

1. Какое утверждение ошибочно:

- а) кривые, показывающие изменение концентраций реагентов во времени, называются кинетическими кривыми;
- б) скорость реакции всегда определяется как величина положительная.
- в) размерность константы скорости реакции второго порядка [$\text{с} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{л}$] или [$\text{мин} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{л}$];
- г) активированные молекулы являются молекулами того же вещества, но обладают большим запасом энергии;
- д) участие катализатора в химической реакции изменяет величину константы равновесия реакции?

2. Какое утверждение ошибочно:

- а) скорость реакции можно вычислить по изменению концентрации любого реагента в системе;

б) порядком реакции называют сумму показателей степеней при концентрациях реагентов в кинетическом уравнении;

в) размерность константы скорости реакции первого порядка [сек⁻¹] или [мин⁻¹];

г) энергия активации – запас энергии активированных молекул реагентов;

д) Общее стехиометрическое уравнение химической реакции, как правило, описывает ее механизм и определяет молекулярность реакции.

3. Какое утверждение ошибочно:

а) наиболее распространенными являются кинетические уравнения второго порядка;

б) если кинетическое уравнение реакции соответствует дробному порядку, это свидетельствует о сложном механизме реакции;

в) для любой элементарной реакции предполагается, что молекулы исходных веществ перед актом химического превращения «активный комплекс»;

г) реакция, механизм которой описывается стехиометрическим уравнением $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, является реакцией второго порядка;

д) увеличение скорости катализируемой реакции связано с меньшей энергией активации нового пути реакции?

4. Какое утверждение ошибочно:

а) отношение констант скоростей прямой и обратной реакций равно константе равновесия реакции;

б) реакция, механизм которой описывается стехиометрическим уравнением $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$, является реакцией первого порядка;

в) условием «активного» соударения является не только наличие достаточной энергии, но и нужная ориентация молекул реагентов;

г) энергия активации реакции обычно бывает меньше энергии разрыва связи;

д) катализ называют гомогенным или гетерогенным в зависимости от агрегатного состояния катализатора и реагирующих веществ.

ОТВЕТЫ

Строение атома

1д. 2а. 3д. 4в. 5б. 6а. 7а. 8г. 9б. 10д. 11д. 12д.

Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева.

1в. 2а. 3б. 4а. 5д. 6б. 7б. 8д. 9д. 10д. 11д. 12д.

Химическая связь

1д. 2г. 3г. 4а. 5г. 6д. 7д. 8а. 9а. 10б. 11в. 12а. 13б. 14д. 15г. 16а. 17д. 18д. 19д. 20г.

Первый закон термодинамики

и тепловые эффекты химических реакций

1а. 2д. 3а. 4а. 5б. 6а. 7а. 8в. 9б. 10д. 11г. 12а, б, г. 13а, в, г

Второй закон термодинамики. Энтропия.

Понятие свободной энергии

1г. 2б. 3а. 4б. 5б. 6г. 7д. 8а. 9гд. 10вг. 11гд. 12г. 13авг.

Химический потенциал. Химическое равновесие.

Произведение растворимости.

1а. 2а. 3г. 4в. 5г. 6г. 7вд. 8абв. 9бг. 10бвд. 11г. 12а. 13а. 14д. 15д. 16вд. 17д. 18д. 19авд.

Растворы. Законы идеальных растворов.

1в. 2г. 3в. 4а. 5г. 6б. 7а. 8в. 9б. 10б. 11а. 12а. 13а. 14д. 15д.

Растворы электролитов.

1б. 2б. 3в. 4в. 5г. 6д. 7а. 8д. 9в. 10в. 11а. 12д. 13а. 14а. 15г. 16б. 17в. 18в. 19а. 20вд. 21аг. 22вгд. 23б. 24в. 25в. 26б. 27бвд. 28абд. 29г. 30гд. 31.вг 32д. 33д.

Ряд напряжений и окислительно-восстановительные потенциалы

1д. 2б. 3в, г. 4в. 5г. 6б. 7а. 8а. 9а. 10а. 11а, е. 12а, д. 13д. 14д.

Химическая кинетика

1д. 2д. 3г. 4б.

Приложение

Таблица 1

Термодинамические характеристики некоторых веществ

Вещество	$\Delta H_{f, 298}^{\circ}$, кДж/моль	S°_{298} , Дж/моль. град	Вещество	$\Delta H_{f, 298}^{\circ}$, кДж/моль	S°_{298} , Дж/моль. град
----------	-------------------------------------------	-----------------------------------------	----------	-------------------------------------------	-----------------------------------------

I. Простые вещества

$\text{Br}_{2(\text{ж})}$	0	152,3	$\text{I}_{2(\text{кр})}$	0	116,7
$\text{Br}_{2(\text{г})}$	30,9	245,4	$\text{I}_{2(\text{г})}$	62,2	260,6
$\text{C}_{(\text{алмаз})}$	1,9	2,4	$\text{N}_{2(\text{г})}$	0	191,5
$\text{C}_{(\text{графит})}$	0	5,7	Na	0	51,4
$\text{Cl}_{2(\text{г})}$	0	233,0	$\text{O}_{2(\text{г})}$	0142,3	250,0
$\text{F}_{2(\text{г})}$	0	202,9	$\text{O}_{3(\text{г})}$	142,3	238,8
$\alpha\text{-Fe}_{(\text{кр})}$	0	27,2	$\text{S}_{(\text{монокл})}$	0,3	32,5
$\text{H}_{2(\text{г})}$	0	130,6	$\text{S}_{(\text{ромб})}$	0	31,9

II. Неорганические соединения

$\text{CO}_{(\text{г})}$	-110,5	197,4	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	-258,8	70,0
$\text{CO}_{2(\text{г})}$	-393,5	213,6	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{кр})}$	-291,9	39,3
$\text{CaO}_{(\text{кр})}$	-635,1	39,7	$\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$	-20,2	205,6
$\text{CaCO}_{3(\text{кр})}$	-1206,0	92,9	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ж})}$	-811,3	156,9
$\text{FeO}_{(\text{кр})}$	-263,7	58,8	$\text{NH}_{3(\text{г})}$	-46,2	192,5

$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{кр})$	-821,3	90,0	$\text{NO}(\text{г})$	90,	210,6
$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{кр})$	-1117,7	151,5	$\text{NO}_2(\text{г})$	33,9	240,5
$\text{FeSO}_4(\text{кр})$	-922,6	107,5	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$	9,4	304,3
$\text{HBr}(\text{г})$	-36,0	198,4	$\text{NaOH}(\text{кр})$	-426,6	64,2
$\text{HCl}(\text{г})$	-92,3	186,7	$\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{кр})$	-1384,0	149,4
$\text{HF}(\text{г})$	-268,6	173,5	$\text{SO}_2(\text{г})$	-296,9	248,1
$\text{HI}(\text{г})$	25,8	206,3	$\text{SO}_3(\text{г})$	-395,2	256,2
$\text{H}_2\text{O}(\text{г})$	-241,8	188,7	$\text{SO}_2(\text{г})$	-358,7	311,3

Таблица 2

Стандартные потенциалы восстановления
(E°) окислитель + ne = восстановитель

Реакция	E° , в
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,56
$\text{Br}_2 + 2e = 2\text{Br}^-$	+1,09
$\text{Cl}_2 + 2e = 2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	+0,34
$\text{F}_2 + 2e = 2\text{F}^-$	+2,87
$\text{Fe}^{3+} + e = \text{Fe}^{2+}$	+0,77
$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$	-0,44
$2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$	0,000
$\text{I}_2 + 2e = 2\text{I}^-$	+0,54
$\text{Li}^+ + e = \text{Li}$	-3,04
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{MnO}_4^- + e = \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,80
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+0,96
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4e = 2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,50
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2e = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+0,09
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e = 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,00
$\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$	+0,15
$\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$	

Таблица 3

Константы диссоциации некоторых кислот и оснований при 25 °С.

Соединение	K_1	K_2	K_3
HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$		
HClO	$5,0 \cdot 10^{-8}$		
HBrO	$2,5 \cdot 10^{-9}$		
H ₂ S	$9,5 \cdot 10^{-8}$	$1,0 \cdot 10^{-14}$	
H ₂ SO ₃	$1,7 \cdot 10^{-2}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	
HNO ₂	$5,1 \cdot 10^{-4}$		
H ₃ PO ₄	$7,6 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,2 \cdot 10^{-13}$
H ₂ CO ₃	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,8 \cdot 10^{-11}$	
CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$		
NH ₄ OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		

Таблица 4

Произведение растворимости некоторых малорастворимых электролитов при 25 °С

Соединение	ПР	Соединение	ПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ CO ₃	$8,2 \cdot 10^{-12}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
Ag ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
BaCO ₃	$5,1 \cdot 10^{-9}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$
CaSO ₄	$9,1 \cdot 10^{-8}$	CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$

СОДЕРЖАНИЕ

Строение атома.....	3
Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева.....	6
Химическая связь.....	8
Первый закон термодинамики и тепловые эффекты химических реакций.....	12
Второй закон термодинамики. Энтропия. Понятие свободной энергии.....	15
Химический потенциал. Химическое равновесие. Произведение растворимости.....	18
Растворы. Законы идеальных растворов.....	22
Растворы электролитов.....	
Электрохимический ряд напряжений металлов. Окислительно-восстановительные потенциалы.....	31
Химическая кинетика.....	37
Ответы.....	39
Приложение.....	40