

Министерство образования и науки Российской Федерации  
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования  
«Кузбасский государственный технический университет имени Т. Ф. Горбачева»

Кафедра химии, технологии неорганических веществ и наноматериалов

Составители

А. А. Бобровникова, Э. С. Татарина, Т. Г. Черкасова

## **ХИМИЯ**

### **Методические указания к самостоятельной работе для студентов всех форм обучения**

Рекомендовано учебно-методической комиссией направления  
18.03.01 «Химическая технология»  
в качестве электронного издания для самостоятельной работы

Кемерово 2017

## Рецензенты

Черкасова Елизавета Викторовна – к.х.н., доцент кафедры химии, технологии неорганических веществ и наноматериалов.

Пучков Сергей Вениаминович – к.х.н., доцент, заведующий кафедрой технологии органических веществ и нефтехимии, председатель методической комиссии подготовки бакалавров 18.03.01 «Химическая технология».

**Бобровникова Алена Александровна.** Химия: методические указания к самостоятельной работе [Электронный ресурс]: для студентов всех специальностей и направлений бакалавриата всех форм обучения / сост.: А. А. Бобровникова, Э. С. Татарина, Т. Г. Черкасова; КузГТУ. – Кемерово, 2017. – Систем. требования: Pentium IV; ОЗУ 8 Мб; Windows XP; мышь. – Загл. с экрана.

Методические указания содержат рекомендации по изучению тем, требующих выполнения расчётов: основные понятия и законы химии; стехиометрические расчёты; растворы; химическая термодинамика; химическое равновесие; электролитическая диссоциация; ионные реакции в растворах; гидролиз солей; электрохимические процессы; гальванический элемент; электролиз; коррозия металлов.

В настоящих методических указаниях представлены образцы решения типовых задачи и контрольные задания по индивидуальным вариантам.

© КузГТУ, 2017  
© Бобровникова А. А.,  
Татарина Э. С.  
Черкасова Т.Г.  
составление, 2017

## ВВЕДЕНИЕ

В современном образовании самостоятельная работа студентов занимает важнейшее место. В настоящих методических указаниях наибольшее внимание уделяется рекомендациям по изучению тем, требующих выполнения расчётов:

1. Основные понятия и законы химии. Стехиометрические расчёты.

2. Растворы.

3. Химическая термодинамика.

4. Химическое равновесие.

5. Электролитическая диссоциация. Ионные реакции в растворах. Гидролиз солей.

6. Электрохимические процессы. Гальванический элемент. Электролиз. Коррозия металлов.

К каждой теме приводится перечень знаний и умений, которые должны получить студенты. Вопросы для самостоятельного контроля помогут студентам проверить, насколько успешно усвоен изучаемый материал.

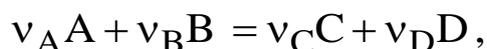
В настоящих методических указаниях представлены образцы решения типовых задачи и контрольные задания по индивидуальным вариантам.

# ТЕМА 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ. ПРОСТЕЙШИЕ СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ РАСЧЕТЫ

## 1.1. Стехиометрические расчёты

Стехиометрическими расчётами называют нахождение значений количеств, масс и объемов веществ (реагентов и продуктов), участвующих в химических реакциях. Стехиометрические расчеты могут быть проведены двумя способами: по уравнению реакции (с применением формульных величин) или по закону эквивалентов.

Для необратимой химической реакции, определяемой стехиометрическим уравнением



формульные количества веществ (реагентов и продуктов)  $n_A$ ,  $n_B$ ,  $n_C$ ,  $n_D$  пропорциональны соответствующим стехиометрическим коэффициентам:

$$\frac{n_A}{\nu_A} = \frac{n_B}{\nu_B} = \frac{n_C}{\nu_C} = \frac{n_D}{\nu_D}.$$

Если формульное количество одного из веществ задано условием задачи, приведенное выражение позволяет рассчитать формульные количества (а, следовательно, массы и объемы) веществ, участвующих в данной реакции.

Если эквивалентное количество одного из веществ (реагента или продукта) известно по условию задачи, то определены и эквивалентные количества всех остальных веществ, участвующих в данной реакции, так как эквивалентные количества всех веществ, участвующих в реакции одинаковы (закон эквивалентов):

$$n_{eqA} = n_{eqB} = \dots = n_{eqC} = n_{eqD}.$$

Стехиометрические расчеты выполняются на основе стехиометрических законов: закон сохранения массы вещества, закон постоянства состава, закон объемных отношений, закон кратных отношений, закон Авогадро, газовые законы.

Студенты должны **знать** основные понятия и законы химии:

- химический элемент, молекула, ион, относительные молекулярные и атомные массы, абсолютные массы атомов и молекул, моль, молярная масса, число Авогадро, молярный объем газов, нормальные условия;
- эквивалент, эквивалентное число, эквивалентное количество вещества, эквивалентная масса вещества, эквивалентный объем газов (н. у.);
- химическая формула;
- химическое уравнение реакции;
- закон сохранения массы, закон постоянства состава, закон Авогадро, закон объемных отношений, закон эквивалентов, уравнение Клапейрона–Менделеева;
- реакции обменные и окислительно-восстановительные.

## 1.2. Вопросы для самоконтроля

1. В каких случаях наименьшей частицей вещества, сохраняющей свойства данного вещества, является молекула?
2. Что показывает число Авогадро?
3. Во сколько раз молярная масса вещества больше абсолютной массы его молекулы?
4. Что показывает химическая формула? Какие расчеты можно выполнять по формуле?
5. Как определить формульное количество вещества  $n_F$ ?
6. Как установить эмпирическую формулу вещества на основании результатов его анализа?
7. В каких случаях наблюдаются отклонения от закона сохранения массы?
8. В каких случаях неприменим закон постоянства состава?
9. Что показывает химическое уравнение?
10. Какие расчеты можно производить по химическим уравнениям?

11. Что называется эквивалентом вещества?
12. Что показывает эквивалентное число  $Z_B$ ?
13. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
14. Как определить эквивалентное число  $Z_B$  в обменных и окислительно-восстановительных реакциях?
15. Как определить эквивалентный объем газа?
16. Какая зависимость существует между эквивалентным количеством вещества ( $n_{eqB}$ ) и формульным количеством вещества ( $n_B$ )?
17. Как связаны между собой эквивалентная масса вещества ( $M_{eqB}$ ) и молярная масса этого вещества ( $M_B$ ) в конкретной реакции?
18. Как вычислить значения массы некоторого вещества  $B$  и объема газа при известном значении эквивалентного количества вещества  $n_{eqB}$ ?
19. Какие из гидроксидов могут образовывать основные соли:  $Cu(OH)_2$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $LiOH$ ,  $Al(OH)_3$ ,  $KOH$ ?
20. Как доказать амфотерный характер  $ZnO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $Sn(OH)_2$ ,  $Cr(OH)_3$ ?
21. Составить уравнения, с помощью которых можно осуществить превращения:  $Zn \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$ ?

### 1.3. Выполнение стехиометрических расчетов

Студенты должны уметь вычислять:

- число частиц в определенной массе простого и сложного вещества;
- абсолютную величину массы некоторого числа атомов и молекул;
- массовую долю атомов элемента в соединении;
- формульное количество вещества  $n_B$  и эквивалентное количество вещества  $n_{eqB}$ ;

- эквивалентное число в обменных и окислительно-восстановительных реакциях;
- массы и объемы (газов) взаимодействующих веществ двумя способами: по уравнению реакции и по закону эквивалентов;
- количественные отношения между атомами в составе сложного вещества (по результатам элементного анализа) для установления эмпирической и истинной формулы.

Практическое решение типовой химической задачи складывается из нескольких этапов:

а) в соответствии с текстом задачи составляется уравнение реакции;

б) записывается краткое условие задачи; все буквенные обозначения величин сопровождаются (в нижнем индексе) указанием, к каким веществам они относятся; для каждой заданной величины приводят ее значение по условию;

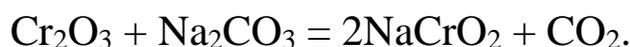
в) составляется (выводится) математическая формула для искомой величины, выраженной только через заданные величины и необходимые константы; проводится проверка расчетной формулы на соответствие единиц (при необходимости делается корректировка единиц в условии задачи);

г) условие задачи пополняется теми константами, которые вошли в расчетную формулу; при этом необходимые для решения табличные данные берутся из таблиц Приложения;

д) числовые значения величин подставляются в расчетную формулу, выполняется расчет значения искомой величины, указывается единица искомой величины;

е) записывается подробный ответ задачи.

**Пример 1.** Определите количество вещества (моль) в оксиде хрома (III), затраченном на получение 21,4 г диоксохромата(III) натрия по реакции



Рассчитайте также объем (л, н.у.) выделившегося газа.

### Способ 1.

Дано:

$$m_{\text{NaCrO}_2} = 21,4 \text{ г}$$

$$M_{\text{NaCrO}_2} = 106,98 \text{ г/моль}$$

$$\nu_{\text{CO}_2} = 1$$

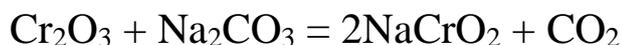
$$\nu_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 1$$

$$\nu_{\text{NaCrO}_2} = 2$$

$$n_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = ?$$

$$V_{\text{газа}} = ?$$

Решение:



$$n_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = \frac{n_{\text{NaCrO}_2} \cdot \nu_{\text{Cr}_2\text{O}_3}}{\nu_{\text{Cr}_2\text{O}_3}} = \frac{m_{\text{NaCrO}_2} \cdot \nu_{\text{Cr}_2\text{O}_3}}{M_{\text{NaCrO}_2} \cdot \nu_{\text{NaCrO}_2}} = \frac{21,4 \cdot 1}{106,98 \cdot 2} = 0,1 \text{ моль}$$

$$V_{\text{CO}_2} = V_M \cdot n_{\text{CO}_2} = \frac{V_M \cdot n_{\text{Cr}_2\text{O}_3} \cdot \nu_{\text{CO}_2}}{\nu_{\text{Cr}_2\text{O}_3}} = \frac{22,4 \cdot 0,1 \cdot 1}{1} = 2,24 \text{ л.}$$

Ответ: В данной реакции участвует 0,1 моль  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и образуется 2,24 л  $\text{CO}_2$ .

### Способ 2.

1. Из уравнения реакции следует, что  $\nu_{\text{Cr}_2\text{O}_3} : \nu_{\text{NaCrO}_2} = 1 : 2$ .
2. Определяется количество вещества в  $\text{NaCrO}_2$ :

$$n_{\text{NaCrO}_2} = \frac{m_{\text{NaCrO}_2}}{M_{\text{NaCrO}_2}} = \frac{21,4}{106,98} = 0,2 \text{ моль.}$$

3. Определяется количество вещества в  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ :

$$n_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = \frac{n_{\text{NaCrO}_2} \cdot \nu_{\text{Cr}_2\text{O}_3}}{\nu_{\text{NaCrO}_2}} = \frac{0,2 \cdot 1}{2} = 0,1 \text{ моль.}$$

4. Определяется количество вещества  $\text{CO}_2$  по уравнению реакции:

$$\frac{n_{\text{NaCrO}_2}}{V_{\text{NaCrO}_2}} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{V_{\text{CO}_2}}.$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{NaCrO}_2} \cdot V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{NaCrO}_2}} = \frac{0,2 \cdot 1}{2} = 0,1 \text{ моль.}$$

5. Определяется объём выделившегося  $\text{CO}_2$ :

$$V_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot V_{\text{M}} = 0,1 \cdot 22,4 \text{ л.}$$

Ответ: 0,1 моль  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ; 2,24 л  $\text{CO}_2$ .

#### 1.4. Индивидуальные домашние задания

Варианты заданий по [2, глава 1]:

1. № 64, 84, 102, 112, 125, 142, 143
2. № 65, 83, 101, 113, 126, 144, 145
3. № 62, 86, 99, 114, 127, 147, 148
4. № 60, 87, 105, 115, 128, 149, 150
5. № 57, 80, 108, 116, 129, 159, 162

### ТЕМА 2. РАСТВОРЫ

#### 2.1. Способы выражения состава растворов.

##### Приготовление растворов

Растворы – гомогенные химические системы переменного состава, образованные двумя или несколькими веществами. Состав раствора определяется количествами растворенного вещества и растворителя. Количества растворенного вещества и растворителя могут измеряться в разных единицах. В связи с этим существует несколько способов выражения состава растворов.

После изучения данного раздела студентам следует **знать**:

- понятие о растворе;
- растворитель и растворенное вещество;

- виды взаимодействия растворителя с растворимым веществом в растворе;
- понятие о концентрации раствора и способах выражения состава раствора.

## 2.2. Вопросы для самоконтроля

1. Что общего у раствора и механической смеси? В чем различие?
2. Какие экспериментальные данные свидетельствуют о родстве процесса растворения и химической реакции?
3. Каковы современные представления о физико-химической природе растворов?
4. Что такое сольватация, гидратация?
5. Может ли насыщенный раствор быть разбавленным, а ненасыщенный – концентрированным?
6. Что такое растворимость? Как она зависит от внешних условий?
7. Какие способы выражения концентрации растворов Вам известны? Дайте определение каждого способа.
8. В каких единицах выражаются массовая доля, молярная и эквивалентная концентрации раствора?
9. Что называется коэффициентом растворимости?

## 2.3. Расчет концентраций растворов

Студенты должны уметь:

- производить расчет состава растворов любым методом ( $\omega$ ,  $C_B$ ,  $C_{eq}$ );
- осуществлять взаимный переход от одного способа выражения состава раствора к другому.

Образцы решения задач по приготовлению растворов и определению их концентраций (примеры 1–11) приводятся в [2, глава 6].

## 2.4. Индивидуальные домашние задания

Варианты заданий (1–6) по [2, глава 6]:

1. № 392, 394, 398, 408, 413
2. № 393, 395, 402, 416, 434
3. № 394, 399, 401, 430, 447
4. № 400, 402, 410, 416, 437
5. № 414, 418, 422, 433, 446

## ТЕМА 3. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

### 3.1. Предмет химической термодинамики

Слово термодинамика происходит от греческих слов «термос» (теплота) и «динамос» (сила, движение). Она изучает различные формы энергии и их взаимные превращения, возможности превращения энергии в полезную работу. Химическая термодинамика изучает превращение энергии при химических реакциях и способность химических систем совершать полезную работу.

Знание законов химической термодинамики позволяет предсказать возможность взаимодействия между веществами при определенных условиях и полноту протекания реакции; подобрать условия проведения реакции для получения максимального выхода; вычислить количество энергии, которое нужно затратить для проведения реакции или выделяется при проведении реакции.

Основные понятия и законы химической термодинамики, которые предусмотрены рабочей программой по дисциплине, приводятся в учебниках [1–3]. Изучив этот раздел, студенты должны **знать**:

- основные термодинамические функции: теплоту, работу, внутреннюю энергию, энтальпию, энтропию, изобарно-изотермический потенциал (энергию Гиббса);
- виды термодинамических процессов;
- сущность первого и второго законов термодинамики;
- причины возникновения тепловых эффектов, сущность закона Гесса и следствий из него;

- сущность энтропии;
- использование законов термодинамики для предсказания возможности самопроизвольных процессов в изолированной и неизолированной (закрытой) системах при постоянных температуре и давлении.

### 3.2. Вопросы для самоконтроля

1. Что является предметом изучения химической термодинамики?
2. Что называется системой?
3. Какие системы называются гомогенными и какие - гетерогенными?
4. Что называется термодинамическими параметрами состояния системы? Перечислите основные параметры состояния системы.
5. Перечислите термодинамические функции состояния. Чем они отличаются от термодинамических параметров состояния системы?
6. Перечислите функции процесса.
7. Дайте определение внутренней энергии  $U$  системы и работы  $A$ . Единицы измерения энергии и работы.
8. Как называется изменение системы, связанное с изменением хотя бы одного термодинамического параметра?
9. Приведите классификацию термодинамических процессов в зависимости от условий, в которых он протекает.
10. В зависимости от способа проведения процессы могут быть термодинамически обратимыми или необратимыми. Чем отличаются эти процессы?
11. Дайте определение и приведите математическое выражение первого закона (начала) термодинамики.
12. Какой вид принимает уравнение первого начала термодинамики при изохорном процессе ( $\Delta V = 0$ )?
13. Каков физический смысл термодинамической функции, называемой энтальпией ( $H$ )?

14. Какой смысл имеют знаки «+» и «-» перед термодинамическими функциями: теплотой, работой, изменением внутренней энергии?

15. Чем измеряется количество теплоты в изобарном процессе ( $\Delta P = 0$ )?

16. При изотермическом процессе внутренняя энергия системы – величина постоянная ( $\Delta U = 0$ ). Какой вид принимает уравнение первого начала термодинамики при изотермическом процессе?

17. При адиабатном процессе, когда  $Q = 0$ , уравнение первого начала принимает вид  $A = -\Delta U$ . За счет чего может совершаться механическая работа в адиабатном процессе?

18. Что такое тепловой эффект химической реакции?

19. Почему практически все химические реакции сопровождаются тепловыми эффектами?

20. Какие реакции относятся к экзотермическим и какие – к эндотермическим? В каких реакциях  $\Delta H > 0$  и в каких –  $\Delta H < 0$ ?

21. Какие уравнения называются термохимическими? Напишите термохимическое уравнение реакции водорода с хлором, если реакция сопровождается выделением энергии.

22. Какой знак имеет изменение энтальпии в следующих процессах:

- а) сгорание водорода;
- б) конденсация водяного пара;
- в) разложение воды на водород и кислород;
- г) испарение ацетона;
- д) замерзание воды;
- е) растворение хлорида кальция в воде;
- ж) разложение молекулярного водорода на атомарный?

23. Что понимается под стандартной энтальпией образования вещества?

24. Какой знак имеет стандартная энтальпия образования:

- а) жидкой воды;
- б) газообразной воды?

Какая из указанных величин больше по абсолютному значению? Почему?

25. Объясните, почему тепловые эффекты реакций нейтрализации соляной и азотной кислот гидроксидом калия одинаковы, но отличаются от теплоты нейтрализации уксусной кислоты. В каком случае теплота нейтрализации больше? Почему?

26. Сформулируйте закон Гесса.

27. Сформулируйте следствия из закона Гесса.

28. Как вычислить тепловой эффект реакции на основании стандартных энтальпий образования веществ, которые в этой реакции участвуют?

29. Чему равны стандартные энтальпии образования простых веществ?

30. Что называется термодинамической вероятностью системы ( $W$ )?

31. Что является критерием термодинамической возможности самопроизвольного протекания химической реакции в изолированной системе?

32. Каков физический смысл энтропии?

33. Каковы единицы измерения энтропии?

34. При каких условиях энтропия вещества равна нулю?

35. Какой знак имеет энтропия всех веществ?

36. Какой знак энтропии в процессах:

а) увеличения числа атомов в молекуле:  $O$ ,  $O_2$ ,  $O_3$ ;

б) при нагревании;

в) при диссоциации;

г) дробления;

д) увеличения объема;

е) плавления;

ж) испарения;

з) растворения;

и) конденсации;

к) кристаллизации;

л) сжатия;

м) полимеризации;

н) увеличения твердости?

37. Об изменении энтропии в реакциях с участием газов можно судить по изменению объема системы. Какой знак изменения энтропии в реакциях:



- б)  $\text{CO}_2 (\text{т}) = \text{CO}_2 (\text{г})$ ;
- в)  $2\text{H}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O} (\text{г})$ ;
- г)  $2\text{CH}_3\text{OH} (\text{г}) + 3\text{O}_2 (\text{г}) = 4\text{H}_2\text{O} (\text{г}) + 2\text{CO}_2 (\text{г})$ ;
- д)  $\text{NH}_3 (\text{г}) + \text{HCl} (\text{г}) = \text{NH}_4\text{Cl} (\text{т})$ .

38. Расположите следующие системы в порядке увеличения энтропии:

- а) 1 моль  $\text{H}_2\text{O}$  при  $100^\circ\text{C}$  и 1 атм.;
- б) 1 моль  $\text{H}_2\text{O}$  при  $0^\circ\text{C}$  и 1 атм.;
- в) 1 моль  $\text{H}_2\text{O}$  при  $120^\circ\text{C}$  и 1 атм.;
- г) 1 моль  $\text{H}_2\text{O}$  при  $25^\circ\text{C}$  и 1 атм.;
- д) 1 моль  $\text{H}_2\text{O}$  при  $10^\circ\text{C}$  и 1 атм.;
- е) 1 моль  $\text{H}_2\text{O}$  при  $150^\circ\text{C}$  и 1 атм.

39. Как рассчитать изменения энтропии в реакции, если объем системы не изменяется?

40. Сущность второго закона термодинамики.

41. Изменением какой термодинамической функции определяется возможность самопроизвольного протекания процессов:

- а) в закрытых системах при постоянном давлении и температуре;
- б) в изолированной системе.

42. Сформулируйте условия самопроизвольного протекания реакций, сопровождающиеся:

- а) увеличением энтропии и энтальпии;
- б) уменьшением энтальпии и энтропии;
- в) увеличением энтропии и уменьшением энтальпии;
- г) уменьшением энтропии и увеличением энтальпии.

43. Приведите уравнение Гиббса.

44. Какие выводы о химической реакции можно сделать на основании величины  $\Delta G^\circ$ ?

45. Как вычислить изменение энергии Гиббса реакции на основании стандартных значений энергии Гиббса образования веществ, участников реакции?

46. В каких единицах измеряется стандартная энергия Гиббса образования вещества?

47. Чему равна  $\Delta G_{298}^\circ$  простых веществ?

48. Какая из термодинамических функций системы ( $H, S, G$ ) зависит от изменения температуры?

49. Из анализа уравнения  $\Delta G_T^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$  сделайте заключение, в каком случае возможно изменение знака  $\Delta G_T$ :

а) при одинаковом знаке величин  $\Delta H^\circ$  и  $\Delta S^\circ$ ;

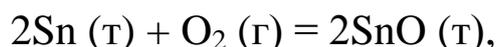
б) с разноименными знаками  $\Delta H^\circ$  и  $\Delta S^\circ$  (в частных случаях  $\Delta H^\circ = 0$  или  $\Delta S^\circ = 0$ ).

50. Для каких условий справедливо уравнение  $\Delta H = T \Delta S$ ?

51. Как определить температуру, при которой равновероятны прямая и обратная реакции (температура равновероятности).

52. При каких значениях  $\Delta G_T^\circ$  реакция характеризуется высокой степенью протекания в прямом направлении, т. е. реагенты обладают высокой реакционной способностью по сравнению с нереакционными продуктами? При каких значениях  $\Delta G_T^\circ$  продукты реакций обладают более высокой реакционной способностью по сравнению с устойчивыми реагентами?

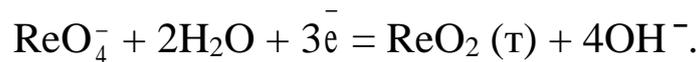
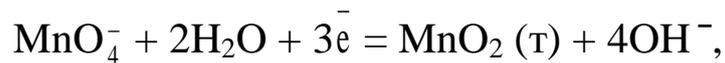
53. На основании  $\Delta G_{298}^\circ$  реакций установите, образование какого из двух оксидов олова термодинамически более вероятно при стандартных условиях:



54. На основании значений  $\Delta G_{298}^\circ$  реакций установите, какая из двух положительных степеней окисления (+7 или +5) элементов Cl и I является более устойчивой:



55. На основании значений  $\Delta G_{298}^\circ$  реакций определите, какой из ионов  $\text{MnO}_4^-$  или  $\text{ReO}_4^-$  может проявлять окислительные свойства в нейтральной среде:

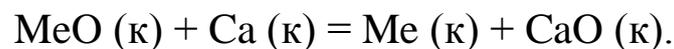


### 3.3. Термохимические расчеты

Студенты должны уметь:

- производить вычисления изменений термодинамических функций состояния ( $\Delta H$ ,  $\Delta S$ ,  $\Delta G$ ) в ходе химической реакции;
- определять экзо- и эндотермический характер реакции по величине  $\Delta H$ ;
- понимать влияние прочности химических связей в реагентах и продуктах на тепловой эффект реакции;
- анализировать характер изменений неупорядоченности состояния реакционной системы по величине  $\Delta S$ ;
- прогнозировать принципиальную возможность самопроизвольного протекания реакции по величине  $\Delta G$ .

**Пример 1.** Расположите оксиды металлов MeO CaO, CuO, ZnO, FeO в порядке уменьшения их окислительной активности в реакции



**Решение.**

Воспользуемся наиболее простым способом расчета  $\Delta G_{298}^\circ$  реакций по энергиям Гиббса образования участников реакции.  $\Delta G_{298}^\circ = \Delta G_{298}^\circ (\text{Me}) + \Delta G_{298}^\circ (\text{CaO}) - \Delta G_{298}^\circ (\text{MeO}) - \Delta G_{298}^\circ (\text{Ca})$ .

Поскольку энергии Гиббса образования простых веществ равны нулю, получим:

$$\Delta G_{298}^\circ = \Delta G_{298}^\circ (\text{CaO}) - \Delta G_{298}^\circ (\text{MeO}).$$

Подставим конкретные значения

- 1) Для реакции  $\text{CuO} + \text{Ca} = \text{Cu} + \text{CaO}$   

$$\Delta G_{298}^{\circ} = -604,2 - (-129,7) = -474,5 \text{ кДж}.$$
- 2) Для реакции  $\text{ZnO} + \text{Ca} = \text{Zn} + \text{CaO}$   

$$\Delta G_{298}^{\circ} = -604,2 - (-319,0) = -285,2 \text{ кДж}.$$
- 3) Для реакции  $\text{FeO} + \text{Ca} = \text{Fe} + \text{CaO}$   

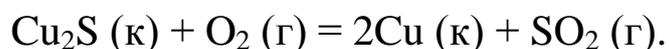
$$\Delta G_{298}^{\circ} = -604,2 - (-239,3) = -364,9 \text{ кДж}.$$

Наиболее вероятна реакция, для которой величина  $\Delta G_{298}^{\circ}$  более отрицательная. Наиболее вероятна реакция (1), менее вероятна (3) и наименее вероятна (2). Поэтому оксиды следует расположить в порядке уменьшения их окислительной активности следующим образом:  $\text{CuO}$ ;  $\text{FeO}$ ;  $\text{ZnO}$ ;  $\text{CaO}$ . На последнем месте стоит  $\text{CaO}$ , так как для каждой из реакций  $\Delta G_{298}^{\circ} < 0$ , т. е.  $\text{CaO}$  не может окислять ни один из данных металлов.

**Пример 2.** Какое количество теплоты выделится при кислородном обжиге сульфида меди(I) массой 1,00 кг, если при этом образуется медь и оксид серы(IV)?

**Решение.**

Уравнение реакции



Рассчитаем тепловой эффект реакции, который при изобарно-изотермических условиях равен изменению энтальпии реакции:

$$\Delta H_{298}^{\circ} = \Delta H_{298}^{\circ}(\text{SO}_2) - \Delta H_{298}^{\circ}(\text{Cu}_2\text{S}),$$

$$\Delta H_{298}^{\circ} = -296,9 - (-82,0) = -214,9 \text{ кДж}.$$

Такое количество теплоты выделится при обжиге 1 моль  $\text{Cu}_2\text{S}$ , т. е. 159,1 г. В 1,00 кг  $\text{Cu}_2\text{S}$  содержится  $n=1000/159,1=6,29$  моль, следовательно, количество выделившейся теплоты равно

$$\Delta H_n^\circ = \Delta H_{298}^\circ \cdot n = -214,9 \cdot 6,29 = -1359 \text{ кДж}.$$

### 3.4. Индивидуальные домашние задания

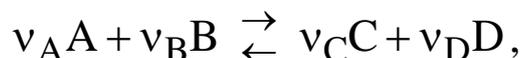
Варианты заданий по [2]:

1. № 288, 296, 303, 308, 311
2. № 289, 297, 304, 309, 313
3. № 286, 298, 305, 310, 315
4. № 285, 299, 306, 312, 319
5. № 284, 300, 307, 314, 324

## ТЕМА 4. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

### 4.1. Состояние равновесия. Смещение равновесия

Большинство химических процессов являются обратимыми, т. е. одновременно с прямой реакцией веществ А и В происходит обратная реакция между веществами С и D:



где  $v_A, v_B, v_C, v_D$  – стехиометрические коэффициенты.

Любая система стремится к наиболее выгодному энергетически состоянию – равновесному состоянию, отвечающему минимальной энергии. Состоянию химического равновесия отвечает равенство:  $\Delta G = 0$  (термодинамическая интерпретация понятия химического равновесия).

С точки зрения кинетических представлений в системе обратимых реакций наступает момент, когда скорости прямого и обратного процессов выравниваются:

$$v_{\text{прям}} = v_{\text{обрат}}$$

Этим равенством выражается кинетический подход к понятию химического равновесия.

Такое состояние реакционной системы, которое отвечает ее минимальной энергии и характеризуется равенством скоростей прямой и обратной реакцией, называется состоянием химического равновесия. Реакционную смесь в состоянии равновесия называют равновесной смесью, а концентрации веществ в равновесной смеси – равновесными концентрациями.

В момент равновесия все видимые изменения в системе прекращаются, однако это не означает, что химические реакции (прямая и обратная) «останавливаются». Напротив, равновесие системы имеет динамический характер, поскольку в ней протекает двусторонняя реакция: в единицу времени количества прореагировавших начальных веществ равны количествам прореагировавших друг и другом продуктов прямой реакции. Другими словами, равновесные концентрации всех веществ, участвующих в реакции, остаются постоянными.

Обратимый характер химических взаимодействий – явление, крайне невыгодное для практической химии. Действительно, полезной реакцией, т. е. реакцией, приводящей к образованию ценного, полезного продукта, является только одна из двух противоположно направленных реакций. Протекание второй реакции в условиях крупнотоннажного химического производства приводит к увеличению производственных затрат и стоимости получаемого продукта. Сместить химическое равновесие – это значит изменением внешних условий добиться преимущественного протекания прямой или обратной реакции [1–3].

После изучения данного раздела студентам следует **знать** важнейшие понятия:

- динамическое равновесие;
- константа химического равновесия;
- взаимосвязь константы равновесия и энергии Гиббса;
- влияние на константу равновесия температуры;
- принцип Ле Шателье;

- влияние концентрации реагентов, температуры и давления на состояние равновесия.

## 4.2. Вопросы для самоконтроля

1. Что понимают под скоростью гомогенной и гетерогенной химических реакций?
2. От каких основных факторов зависит величина скорости реакции?
3. Как зависит скорость реакции от температуры?
4. Что такое кинетическое уравнение?
5. Что понимается под обратимостью химических реакций?
6. В чем заключается динамический характер химического равновесия?
7. Как составить выражение для константы химического равновесия?
8. Как можно прогнозировать направление смещения химического равновесия при изменении условий проведения реакции (температуры, давления, концентраций веществ)?
9. Сформулируйте принцип Ле Шателье.

## 4.3. Расчет константы равновесия и равновесного состава

Студенты должны уметь:

- записывать кинетические уравнения прямой и обратной реакций;
- записывать выражения для константы равновесия для гомогенной и гетерогенной систем;
- вычислять значение константы равновесия по значениям равновесных концентраций реагентов;
- рассчитывать равновесные концентрации веществ (реагентов и продуктов) по начальным концентрациям реагентов при известном значении  $K_C$  (и наоборот);
- вычислять уменьшение концентраций реагентов и увеличение концентрации продуктов в соответствии со стехиометрией реакции;
- рассчитывать равновесный выход продукта;

- использовать принцип Ле Шателье для определения условий смещения химического равновесия в сторону выхода продукта реакции;
- по величине  $K_C$  оценивать глубину протекания процесса в данном направлении;
- рассчитывать температуру равновесного состояния системы.

#### **4.4. Индивидуальные домашние задания**

Варианты заданий по [2]:

1. № 326, 336, 352, 363, 374
2. № 327, 337, 353, 364, 382
3. № 329, 339, 354, 365, 384
4. № 332, 344, 336, 366, 371
5. № 335, 336, 362, 369, 372

### **ТЕМА 5. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ**

#### **5.1. Типы растворов. Гомогенные и гетерогенные равновесия в растворах**

По характеру взаимодействия растворенного вещества и растворителя растворы делятся на два типа:

- молекулярные растворы, или растворы неэлектролитов;
- ионные растворы или растворы электролитов.

Ионы появляются в растворе либо при электролитической диссоциации ионных соединений (сильные электролиты), либо образуются при взаимодействии полярного растворителя с веществами, имеющими полярные ковалентные химические связи (слабые электролиты).

Ионы принадлежат к химически активным частицам. В частности, появление кислотно-основных свойств у растворенных веществ вызвано необратимым или обратимым взаимодей-

ствием катионов или анионов с протонсодержащими молекулами растворителя (протонная теория).

Изучив по учебникам [1, 3] вопрос об ионных равновесиях в растворах, студенты должны **знать**:

- по какому признаку электролиты делятся на сильные и слабые;
- количественные характеристики слабых электролитов;
- условия, при которых реакции в растворах электролитов (протолитов) необратимы;
- правила составления ионно-молекулярных уравнений реакций;
- гомогенные и гетерогенные ионные равновесия;
- кислотно-основные свойства соединений (молекул и ионов) в растворах.

## 5.2. Вопросы и упражнения для самоконтроля

1. На какие типы подразделяются растворы по характеру взаимодействия растворенного вещества с растворителем?
2. Какие вещества называются электролитами?
3. Почему растворы и расплавы электролитов являются проводниками электрического тока?
4. Какой процесс называется электролитической диссоциацией?
5. Каков механизм электролитической диссоциации ионных и полярно-ковалентных веществ?
6. Каково состояние сильных электролитов в растворе?
7. В чем особенности диссоциации слабых электролитов?
8. Какова связь между степенью и константой диссоциации слабого электролита?
9. Что такое ионное произведение растворителя? Чему равно ионное произведение воды при стандартных условиях?
10. Что такое рН?
11. Может ли в растворе концентрация  $\text{H}_3\text{O}^+$  или  $\text{OH}^-$  равняться нулю? Почему?

12. Напишите уравнения диссоциации следующих электролитов:  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ .

Укажите, в каких случаях процесс идет обратимо.

13. Какие реакции называются протолитическими?

14. Дайте определения кислоте и основанию с позиций теорий Аррениуса, Льюиса и Бренстеда-Лоури.

15. Константы диссоциации некоторых кислот элементов третьего периода периодической системы следующие:

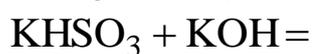
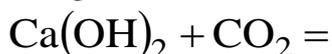
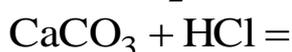
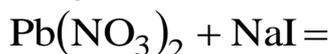
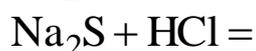
	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HClO}_4$
$K_1$	$2,2 \cdot 10^{-10}$	$7,5 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^3$	$\infty$
$K_2$	$1,6 \cdot 10^{-12}$	$6,3 \cdot 10^{-8}$	$1,2 \cdot 10^{-2}$	—

Какая прослеживается зависимость силы кислот от места элемента в периодической системе, заряда центрального иона и его и его размера (радиуса)? Предскажите константу диссоциации (константу кислотности) алюминиевой кислоты.

16. Составьте уравнения гидролиза в водных растворах следующих солей:  $\text{ZnBr}_2$ ,  $\text{CsNO}_2$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Li}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{NaHS}$ ,  $\text{NaH}_2\text{HO}_4$ ,  $\text{FeSO}_4$ .

Какие значения pH будут иметь эти растворы?

17. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции:



18. В каких из приведенных случаев (см. 17) реакции практически пойдут до конца?

19. Напишите выражения для константы гидролиза солей  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{3+}$ . Какая зависимость существует между зарядом и размерами (радиусом) катиона и его способностью к протолизу (гидролизу)?

20. Напишите выражение для константы гидролиза анионов  $\text{PO}_4^{3-}$  и  $\text{SiO}_4^{4-}$ . Какая зависимость существует между зарядом и радиусом аниона и его склонностью к гидролизу?

21. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{CuCl}_2$ . В какую сторону будет смещаться равновесие этих реакций, если к первому раствору прибавить кислоту, а ко второму щелочь? Как влияет на степень гидролиза разбавление растворов?

22. Не прибегая к расчету, укажите соль, в растворе которой (при  $T, C_B = \text{const}$ ) pH будет больше:  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Nd}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ .

23. Не прибегая к расчету, укажите, в растворе какой соли степень гидролиза будет больше:  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{CoCl}_2$ ,  $\text{NiCl}_2$ .

24. Сформулируйте определение понятия «произведение растворимости».

25. Каковы условия образования и растворения осадков труднорастворимого электролита?

26. Напишите ионное уравнение реакции, протекающей при смешении водных растворов нитрата свинца(II) и сульфата калия и приведите выражение для произведения растворимости образовавшегося осадка.

27. В какой последовательности должны выпадать осадки, если к растворам, содержащим ионы  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  постепенно приливать раствор  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ?

### 5.3. Расчеты по ионно-молекулярным уравнениям реакций

Студенты должны уметь:

- составлять ионно-молекулярные уравнения реакций обмена;

- составлять уравнения протолитических реакций;
- рассчитывать молярность раствора, концентрацию ионов  $\text{H}_3\text{O}^+$  и  $\text{OH}^-$  по значению рН и наоборот;
- рассчитывать степень и константы гидролиза (протолиза) солей и рН их растворов;
- вычислять растворимость вещества по заданному значению ПР и вычислять ПР по данным о растворимости;
- определять равновесную концентрацию аниона или катиона в насыщенном растворе труднорастворимого электролита;
- на основании расчета произведения концентраций ионов, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам и сравнения их с ПР, делать заключение о возможности образования осадков в реакциях обмена.

**Пример.** Растворимость сульфата кальция в воде равна 1,06 г/л. Какова растворимость этого соединения в 0,1 М растворе сульфата калия?

**Решение.**

Сульфат кальция – малорастворимое соединение, оно характеризуется произведением растворимости:  $\text{ПР} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$ . В насыщенном растворе чистого сульфата кальция  $[\text{Ca}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = 1,06/136 = 0,0078$  моль/л, так как  $M(\text{CaSO}_4) = 136$  г/моль. Следовательно,  $\text{ПР} = 6,07 \cdot 10^{-5}$ .

В растворе смеси сульфатов калия и кальция  $[\text{Ca}^{2+}] \neq [\text{SO}_4^{2-}]$ . Значение  $[\text{Ca}^{2+}]$  соответствует растворенному сульфату кальция, а значение  $[\text{SO}_4^{2-}]$  равно сумме концентраций сульфат-ионов, образованных в результате растворения, как сульфата калия, так и сульфата кальция. При малой растворимости  $\text{CaSO}_4$  можно считать, что  $[\text{SO}_4^{2-}] = C(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,1$  моль/л. Следовательно,  $[\text{Ca}^{2+}] = \text{ПР}/[\text{SO}_4^{2-}] = 6,07 \cdot 10^{-5}/0,1 = 6,07 \cdot 10^{-4}$ , а растворимость  $\text{CaSO}_4$  равна  $8,25 \cdot 10^{-2}$  г/л. Введение в раствор одноименного иона понижает растворимость солей.

## 5.4. Индивидуальные домашние задания

Варианты заданий 1–5 по [2]:

1. № 536, 585, 540, 561, 564
2. № 537, 587, 541, 559, 574
3. № 538, 590, 552, 560, 576
4. № 539, 584, 556, 566, 577
5. № 541, 598, 548, 563, 579

## ТЕМА 6. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ. ЭЛЕКТРОЛИЗ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

### 6.1. Основные понятия

К электрохимическим относят процессы взаимного превращения химической и электрической энергии в электрохимических системах. Особенности электрохимических систем состоят в том, что процессы, протекающие в них, относятся к гетерогенным окислительно-восстановительным реакциям; окислительно-восстановительные реакции осуществляются на разных участках системы (на разных электродах): анод – источник электронов, восстановитель, катод – окислитель; реакция осуществима, если разность электродных потенциалов  $\varphi_{ок} - \varphi_{вс}$  имеет положительное значение; скорость электрохимической реакции зависит от величины электродного потенциала электродов. Электрод с более высоким значением электродного потенциала выступает в роли окислителя, а с более низким – восстановителем.

Электрохимические системы могут быть двух видов:

1. Системы, в которых протекает самопроизвольная окислительно-восстановительная реакция, а выделяющаяся энергия превращается в постоянный электрический ток. Такие системы называются *гальваническими элементами*.

2. Системы, в которых осуществляется несамопроизвольный окислительно-восстановительный процесс, а необходимая для его протекания энергия берется от источника постоянного электрического тока. Такой процесс называется *электролизом*.

Гальванический элемент состоит из двух электродов. Электролиты, входящие в состав электродов, должны сообщаться между собой, но не смешиваться. На отрицательном электроде, называемом анодом, всегда происходит процесс окисления, а на положительном – катоде идет процесс восстановления.

Разность электродных потенциалов в гальваническом элементе зависит от силы протекающего в нем тока. Она максимальна, когда через элемент ток не проходит. Эта максимальная разность потенциалов называется электродвижущей силой (ЭДС). Измерение ЭДС производится с помощью компенсационной схемы. ЭДС может быть рассчитана как разность потенциалов катода и анода, каждый потенциал предварительно находится по уравнению Нернста. Гальванические элементы широко используются в качестве химических источников тока.

С возникновением гальванических пар связаны процессы электрохимической коррозии. При коррозии разрушается всегда более активный металл, в гальваническом элементе являющийся анодом. Искусственно создаваемые гальванические элементы применяются для защиты от коррозии (протекторная защита).

При электролизе на отрицательном электроде – катоде всегда протекает процесс восстановления, а на положительном электроде, называемом анодом – процесс окисления. Характер электродных процессов зависит от состава электролита и материала, из которого изготовлены электроды. В зависимости от условий на катоде могут выделяться металл или водород, а на аноде - кислород или галоген. Кроме того, при определенных условиях происходит растворение анода.

Количество веществ, выделяемых на электродах при электролизе, может быть рассчитано по законам Фарадея. Необходимо помнить, что на электродах могут протекать побочные процессы. Количество электричества, которое затрачивается на выделение нужных продуктов, характеризуется величиной, называемой выходом по току.

Процессы электролиза широко применяются для выделения и очистки металлов, получения различных химических продуктов, осаждения гальванических покрытий, зарядки аккумуляторов, защиты от коррозии. После изучения данного раздела студентам следует **знать**:

- механизм возникновения электродных потенциалов;
- виды электродов, уравнение Нернста;
- сущность процессов, протекающих в гальванических элементах;
- различные виды источников тока;
- механизм электрохимической коррозии;
- способы защиты от коррозии;
- сущность процесса электролиза;
- катодные и анодные процессы при электролизе;
- законы Фарадея; применение процессов электролиза.

## 6.2. Вопросы для самоконтроля

1. Каков механизм возникновения потенциала на границе металл-раствор?

2. От каких факторов зависит величина электродного потенциала? Напишите уравнение Нернста.

3. Что представляет собой водородный электрод? Напишите для него уравнение Нернста.

4. По какому принципу построен ряд напряжений? Какие выводы можно сделать на основании положения металла в ряду напряжений при рассмотрении реакций замещения, процессов электрохимической коррозии и электролиза?

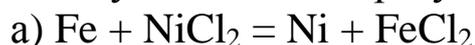
5. Что представляет собой гальванический элемент? Какую роль играет в нем солевой мостик?

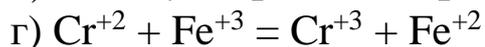
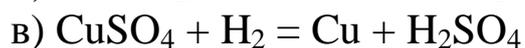
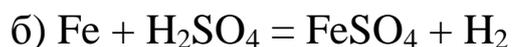
6. Какой электрод в гальваническом элементе называется катодом? Анодом? Почему катод в гальваническом элементе и при электролизе имеют разные знаки?

7. Что называется электродвижущей силой гальванического элемента? Как ее рассчитывают?

8. Какая химическая реакция протекает в гальваническом элементе:  $\text{Zn}/\text{ZnSO}_4//\text{H}_2\text{SO}_4/\text{H}_2(\text{Pt})$ , если  $c_{\text{ZnSO}_4} = 0,01 \text{ моль} \cdot \text{дм}^{-3}$ ,  $c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ моль} \cdot \text{дм}^{-3}$ . Какова ЭДС этого элемента?

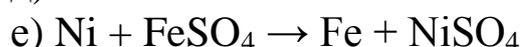
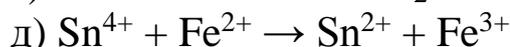
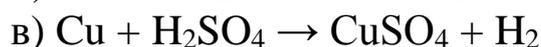
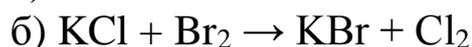
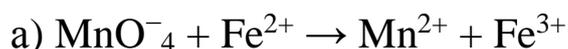
9. Составьте схемы гальванических элементов, в которых протекают следующие токообразующие реакции:





10. Какие гальванические элементы называются концентрационными? Какие процессы в них протекают и как они отражаются на величине ЭДС?

11. Какие из следующих реакций могут протекать самопроизвольно в прямом направлении:



12. Какой процесс называется электрохимической коррозией? В чем состоит принципиальное отличие коррозии в кислой среде от коррозионных процессов в нейтральной и щелочной средах?

13. Напишите схемы катодных и анодных процессов при коррозии:

а) пары медь – цинк в нейтральной среде;

б) пары железо- никель в кислой среде;

в) пары олово – цинк в нейтральной среде;

г) пары алюминий – медь в нейтральной среде.

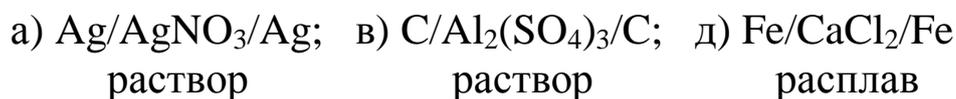
14. Какие процессы будут происходить при нарушении цинкового покрытия на железной детали во влажном воздухе?

15. Какие покрытия называются катодными? Какие процессы происходят при нарушении катодного покрытия?

16. В чем заключается принцип протекторной защиты от коррозии? Как осуществляется катодная защита?

17. Какой процесс называется электролизом? Какие процессы протекают при электролизе на катоде и на аноде?

18. Составьте схемы катодного и анодного процессов при электролизе в следующих системах:



б) Fe/NaOH/Fe;    г) C/CuSO<sub>4</sub>/C;    е) C/ZnSO<sub>4</sub>/C  
расплав                      раствор                      раствор

19. Какие вещества и в каких количествах выделяются на угольных электродах при пропускании постоянного тока силой 2 А в течение трех часов через водный раствор сульфата никеля? Выход по току принять равным 100 %.

20. При пропускании через расплавленный гидроксид кальция тока силой 6,42 А в течение 5 мин на аноде выделилось 0,112 дм<sup>3</sup> кислорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислите массу кальция, выделившегося на катоде и постоянную Фарадея, считая выход по току равным 100 %.

21. При пропускании через расплавленный хлорид некоторого металла, молярная масса которого 27 г/моль, тока силой 3 А в течение 30 минут на катоде выделилось 0,504 г металла. Каков заряд катионов этого металла?

22. При пропускании через раствор сульфата меди тока силой 2,7 А в течение 40 минут на катоде выделилось 2,13 г меди. Чему был равен выход по току?

23. Стандартные электродные потенциалы трех металлов: X, Y и Fe равны соответственно: -0,14, -0,76 и -0,44 В. Какой из металлов X или Y может быть использован в качестве протектора для защиты от коррозии железа?

### 6.3. Расчеты по уравнениям реакций в электрохимических системах

Студенты должны уметь:

- составлять уравнения токообразующих реакций в гальванических элементах;
- рассчитывать ЭДС;
- предсказывать возможность самопроизвольного протекания окислительно-восстановительных реакций;
- составлять схемы электродных процессов при электрохимической коррозии;
- производить расчеты по законам Фарадея.

## 6.4. Индивидуальные домашние задания

Варианты заданий [2]:

1. № 650, 673, 691, 706, 1054
2. № 654, 672, 689, 700, 1125
3. № 655, 674, 688, 702, 986
4. № 659, 677, 696, 699, 704
5. № 661, 673, 694, 709, 713

## СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

### Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия [Текст]: учебное пособие для студентов нехим. специальностей вузов / под ред. А. И. Ермакова. – Москва: Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с.
2. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учебное пособие для студентов нехимических специальностей вузов / под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. – Москва: Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с.
3. Тиванова, Л. Г. Демонстрационный эксперимент в химии [Текст]: учебное пособие [для студентов специальности «Химия»] / Л. Г. Тиванова, Т. Ю. Кожухова, С. П. Говорина; ГОУ ВПО «Кемер. гос. ун-т». – Кемерово, 2010. – 86 с. – Доступна электронная версия:  
[http://biblioclub.ru/index.php?page=book\\_view\\_red&book\\_id=232816](http://biblioclub.ru/index.php?page=book_view_red&book_id=232816)

### Дополнительная литература

4. Общая химия. Теория и задачи [Текст]: учебное пособие [для студентов вузов, технических направлений и специальностей] / под ред. Н. В. Коровина, Н. В. Кулешова. – Санкт-Петербург: Лань, 2014. – 496 с. – Доступна электронная версия:  
[https://e.lanbook.com/book/97169#book\\_name](https://e.lanbook.com/book/97169#book_name)
5. Миттова, И. Я. История химии с древнейших времен до конца XX века [Текст]: в 2 т. Т. 2 : учеб. пособие для студентов вузов, обучающихся по направлению подготовки ВПО 020100 «Химия» (специальность 020201 «Фундамент. и приклад. химия») / И. Я. Миттова, А. М. Самойлов. – Долгопрудный: Интеллект, 2012. – 624 с.

## Методические издания

6. Буланова, Т. В. Техника безопасности. Правила работы в химической лаборатории [Текст]: методические указания к лабораторной работе по дисциплинам «Химия» и «Общая и неорганическая химия» для студентов I курса инженерно-технических специальностей и направлений подготовки очной и заочной форм обучения / Т. В. Буланова, Ю. А. Михайленко; ФГБОУ ВПО «Кузбас. гос. техн. ун-т им. Т. Ф. Горбачева», Каф. химии, технологии неорганич. веществ и наноматериалов. – Кемерово, 2013. – 20 с. – Доступна электронная версия:

<http://library.kuzstu.ru/meto.php?n=5472>

7. Ченская, В. В. Кинетика химических реакций. Химическое равновесие [Текст]: методические указания к лабораторной работе по дисциплинам «Химия» и «Общая и неорганическая химия» для студентов инженерно-технических специальностей и направлений очной и заочной форм обучения / В. В. Ченская, Е. В. Цалко; ФГБОУ ВПО «Кузбас. гос. техн. ун-т им. Т. Ф. Горбачева», Каф. химии и технологии неорганич. веществ. – Кемерово: Издательство КузГТУ, 2012. – 16 с. – Доступна электронная версия:

<http://library.kuzstu.ru/meto.php?n=2594>

8. Прилепская, Л. Л. Окислительно-восстановительные процессы [Текст]: методические указания к лабораторной работе по дисциплине «Химия» для студентов инженерно-технических специальностей и направлений очной и заочной форм обучения / Л. Л. Прилепская; ФГБОУ ВПО «Кузбас. гос. техн. ун-т им. Т. Ф. Горбачева», Каф. химии и технологии неорганич. веществ. – Кемерово, 2011. – 16 с. – Режим доступа:

<http://library.kuzstu.ru/meto.php?n=2010> – Загл. с экрана.

9. Прилепская, Л. Л. Электрохимические системы [Текст]: методические указания к выполнению лабораторных работ по дисциплине «Химия» для студентов инженерно-технических специальностей и направлений подготовки очной и заочной форм обучения / Л. Л. Прилепская, О. А. Кузнецова; ФГБОУ ВПО «Кузбас. гос. техн. ун-т им. Т. Ф. Горбачева», Каф. химии и технологии неорганич. веществ. – Кемерово, 2012. – 28 с. – Доступна электронная версия: <http://library.kuzstu.ru/meto.php?n=2517>