

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РФ

ФГБОУ ВПО «Брянская государственная
сельскохозяйственная академия»

КАФЕДРА ХИМИИ,
БИОТЕХНОЛОГИИ И ФИЗИОЛОГИИ РАСТЕНИЙ

Неорганическая химия

Раздел III

БРЯНСК 2013

УДК 546 (07)
ББК 24.1
С 83

Старовойтова Н.П. Неорганическая химия раздел III: методические указания для аудиторной и вне-аудиторной работы студентов/ Н.П. Старовойтова. – Брянск: Издательство Брянской ГСХА, 2013. - 32 с.

Методические указания предназначены для бакалавров, обучающихся по направлениям подготовки: 110400 – агрономия, профиль – луговые ландшафты и газоны, 110900 – технология производства и переработки сельскохозяйственной продукции, профиль - технология производства и переработки сельскохозяйственной продукции, 110100 – агрохимия и агропочвоведение, профиль – агроэкология, квалификация бакалавр.

Рецензенты:
профессор кафедры агрохимии, почвоведения и экологии В.В. Осмоловский
зав.кафедрой химии, биотехнологии и физиологии растений Е.В. Мартынова

Рекомендовано к изданию решением методической комиссии агроэкологического института протокол № 1 от 12 сентября 2013 года.

© Брянская ГСХА, 2013
© Старовойтова Н.П., 2013

Раздел III

Энергетика и кинетика химических процессов

Энергетика химических процессов

Термодинамика – наука, изучающая связь между тепловой и другими видами энергии.

Энергия (E) – мера взаимодействия и движения материальных систем.

Системой называют тело или группу тел, отделенных от окружающей среды реальной или воображаемой поверхностью раздела.

Термодинамические системы бывают различных видов.

Гомогенная (однородная) система – система, не имеющая поверхности раздела составляющих ее компонентов (фаз).

Гетерогенная (неоднородная) система – система, имеющая поверхность раздела составляющих ее компонентов (фаз).

Открытая система – через поверхность раздела может происходить обмен с внешней средой веществом и энергией.

Закрытая (замкнутая) система – через поверхность раздела может происходить обмен с внешней средой энергией, но не веществом.

Изолированная система – через поверхность раздела не может происходить обмен с внешней средой ни энергией, ни веществом.

Термодинамические процессы, протекающие при **постоянной температуре**, называются **изотермическими** ($t = \text{const}$), при **постоянном давлении** – **изобарными** ($p = \text{const}$), при **постоянном объеме** – **изохорными** ($V = \text{const}$).

Внутренняя энергия U – это общий запас энергии системы, состоящий из кинетической энергии движения составляющих ее частиц (молекул, атомов, ионов, электронов и др.) и потенциальной энергии их взаимодействия.

Химические реакции, в результате которых теплота выделяется, называются **экзотермическими**.

Химические реакции, в результате которых теплота поглощается, называются **эндотермическими**.

Количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате химической реакции, называется **тепловым эффектом реакции (Q)**.

Первый закон термодинамики: изменение внутренней энергии системы равно переданной теплоте и совершенной работе.

Второй закон термодинамики: в изолированных термодинамических системах самопроизвольно протекают процессы, при которых энтропия возрастает.

Третий закон термодинамики: при абсолютном нуле энтропия любой термодинамической системы равна нулю.

Закон Гесса: тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса.

Энтальпия H – величина, характеризующая тепловой эффект в системе.

$$\Delta H^{\circ}_{\text{р-ции}} = \Sigma \Delta H^{\circ}_{\text{(продуктов)}} - \Sigma \Delta H^{\circ}_{\text{(исходных веществ)}}$$

Энтропия S – величина, характеризующая меру неупорядоченности, хаотичности, беспорядка частиц, составляющих систему.

$$\Delta S^{\circ}_{\text{р-ции}} = \Sigma \Delta S^{\circ}_{\text{(продуктов)}} - \Sigma \Delta S^{\circ}_{\text{(исходных веществ)}}$$

Энергия Гиббса G – величина, характеризующая возможность протекания реакции.

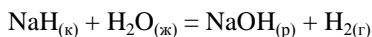
$$\Delta G^{\circ}_{\text{р-ции}} = \Sigma \Delta G^{\circ}_{\text{(продуктов)}} - \Sigma \Delta G^{\circ}_{\text{(исходных веществ)}}$$

$$\Delta G^{\circ}_{\text{р-ции}} = \Delta H^{\circ} - T \cdot \Delta S^{\circ}$$

Контрольные вопросы и упражнения

1. Какие условия называются стандартными?

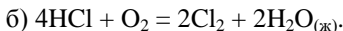
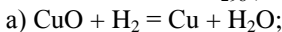
2. Определите тепловой эффект реакции:



по стандартным теплотам образования веществ, участвующих в реакции, если $\Delta H^{\circ}_{\text{NaH}_{(\text{к})}} = -56,94$ кДж/моль, $\Delta H^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}} = -285,84$ кДж/моль, $\Delta H^{\circ}_{\text{NaOH}_{(\text{р})}} = -469,47$ кДж/моль.

3. Вычислите изменение энтропии в результате реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} = 2\text{HCl}_{(\text{г})}$. Необходимые для расчета значения стандартных энтропий можно найти в приложении.

4. Рассчитайте ΔH°_{298} , ΔS°_{298} , ΔG°_{298} следующих реакций:



Определите, могут ли эти реакции протекать самопроизвольно при стандартных условиях?

5. Рассчитайте ΔG°_{298} реакции $\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{NO}_2$ и сделайте вывод о возможности ее протекания. ΔG°_{298} , $\text{NH}_4\text{NO}_2 = 115,94$ кДж/моль.

Лабораторная работа №1

Тепловые эффекты химических реакций

Цель работы: 1. Освоить калориметрический метод определения тепловых эффектов. 2. Определить константу калориметра по известной теплоте растворения соли.

Оборудование и материалы: калориметр (см. рис.1), стакан объемом 250 мл, цилиндр, термометр, весы технические, воронка.

Реактивы: хлорид калия, сульфат меди.

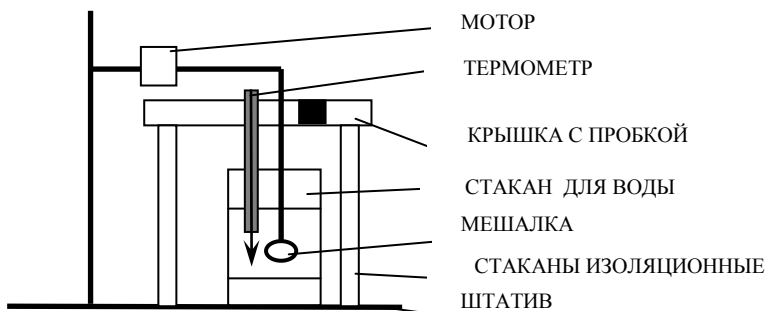


Рис. 1. Схема калориметра

Принцип метода состоит в измерении температуры раствора внутри калориметра по ходу процесса через равные промежутки времени.

Работа состоит из трех этапов, одинаковых по времени.

1 этап – предварительный: измерение температуры воды и установка самого калориметра.

2 этап – основной: измерение температуры в ходе процесса.

3 этап – заключительный.

Ход работы

В стакан калориметра внести 180 мл воды и поставить в прибор. Закрывать крышку и установить термометр. Включить прибор в сеть. Фиксировать температуру с интервалом в одну минуту до установления постоянного значения в течение не менее 3-5 минут.

Затем, не выключая калориметр, через воронку внести 4-5 г исследуемой соли (KCl , K_2SO_4 , Na_2SO_4), взвешенной с точностью до 0,01 г. Продолжить фиксировать температуру до постоянного значения в трех точках.

Таким же образом произвести растворение 4-5 г другой исследуемой соли ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, CuSO_4).

Полученные результаты занести в таблицу 1.

Таблица 1 - Зависимость изменения температуры от времени в процессе растворения веществ

τ , мин	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
$t^\circ\text{C H}_2\text{O}$													
$t^\circ\text{C KCl}$													
$t^\circ\text{C CuSO}_4$													

Построить график зависимости изменения температуры от времени. Приблизительный график приведен на рис.2.

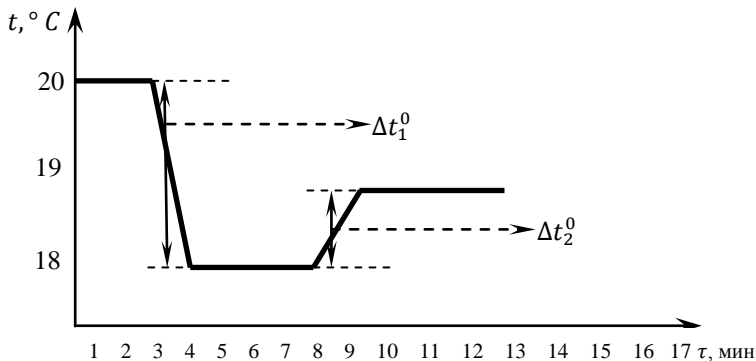


Рис.2. Зависимость изменения температуры от времени

Рассчитать теплоту гидратации исследуемых солей по формуле:

$$Q_{\text{KCl}} = \frac{K_{\text{КАЛ}} \cdot \Delta t_1^0 \text{ C}}{n_1(\text{KCl})}; \quad Q_{\text{CuSO}_4} = \frac{K_{\text{КАЛ}} \cdot \Delta t_2^0 \text{ C}}{n_2(\text{CuSO}_4)}; \quad n = \frac{m_{\text{соли}}}{M_{\text{соли}}}$$

где Q — теплота гидратации соли, кДж/ моль;

$K_{\text{КАЛ}}$ — константа калориметра, кДж/град., принять $K_{\text{КАЛ}}=0,8$ кДж/град;

$\Delta t^\circ\text{C}$ — изменение температуры;

n — число молей соли;

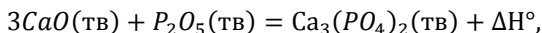
$m_{\text{соли}}$ — масса навески соли, г;

$M_{\text{соли}}$ — молярная масса соли, г/моль.

Сделать вывод об изменении энтальпии при растворении исследуемых солей.

Задачи для самостоятельного решения

1. Рассчитать при 298К тепловой эффект реакции ΔH° :



если $\Delta H_{\text{обр}}^0$ указанных веществ соответственно равны: -635,5; -1492; -4137,6 кДж/моль.

2. Зная, что тепловой эффект вышеприведенной реакции $\Delta H^\circ = -739,1$ кДж/моль, а ΔH° образования $\text{P}_2\text{O}_5(\text{тв})$ и $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{тв})$ равны соответственно -1492; -4137,6 кДж/моль, рассчитайте ΔH° образования оксида кальция.

3. Вычислить ΔH° реакции восстановления оксида цинка углем с образованием СО, $\Delta H_{\text{ZnO}}^0 = -348$ кДж/моль.

Кинетика химических реакций. Химическое равновесие

Химической кинетикой называется раздел химии, изучающий скорость химической реакции.

Скорость химической реакции ν - это изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени при неизменном объеме системы.

Минимальный избыток энергии, который должна иметь частица (или пара частиц), чтобы произошло эффективное соударение, называют **энергией активации E_a** .

Основной закон химической кинетики (К.Гульдберг; П.Вааге): скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных их коэффициентам в уравнении реакции.

Правило Вант-Гоффа: повышение температуры на каждые 10°C приводит к увеличению скорости реакции в 2-4 раза (эту величину называют **температурным коэффициентом реакции**).

Катализаторы – это вещества, участвующие в химической реакции и изменяющие ее скорость или направление, но по окончании реакции остающиеся неизменными качественно и количественно.

Изменение скорости химической реакции или ее направления с помощью катализатора называют **катализом**.

Гомогенный катализ, при котором и катализатор, и реагирующие вещества находятся в одном агрегатном состоянии (фазе).

Гетерогенный катализ, при котором катализатор и реагирующие вещества находятся в разных фазах.

Химическое равновесие – состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции.

Отношение констант скоростей прямой и обратной реакций является величиной постоянной и называется **константой равновесия K_p** .

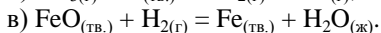
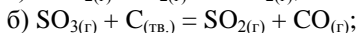
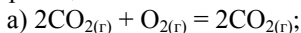
Принцип Ле-Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие (изменяется концентрация, давление, температура), то равновесие смещается в ту сторону, которая ослабляет данное воздействие.

Выводы:

- при увеличении концентрации реагирующих веществ химическое равновесие системы смещается в сторону образования продуктов реакции;
- при увеличении концентрации продуктов реакции химическое равновесие системы смещается в сторону образования исходных веществ;
- при увеличении давления химическое равновесие системы смещается в сторону той реакции, при которой объем образующихся газообразных веществ меньше;
- при повышении температуры химическое равновесие системы смещается в сторону эндотермической реакции;
- при понижении температуры – в сторону экзотермического процесса.

Контрольные вопросы и упражнения

1. Напишите выражение скорости каждой из следующих химических реакций:



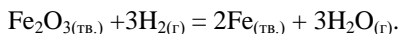
2. Во сколько раз возрастет скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если концентрацию исходных веществ увеличить в 3 раза?

3. Как изменится скорость реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$, если давление в системе увеличить в 3 раза?

4. Как изменится скорость реакции, если температуру повысить на 20 °С? Температурный коэффициент равен 3.

5. При увеличении температуры от 20 до 50 °С скорость реакции возросла в 8 раз. Определить температурный коэффициент скорости реакции.

6. Как повлияет увеличение давления на химическое равновесие в обратимой системе:



Лабораторная работа №2

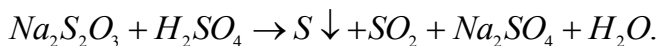
Исследование зависимости скорости химической реакции от различных факторов. Смещение химического равновесия

Цель работы: изучить зависимость скорости химической реакции от различных факторов, а также влияние концентрации химических веществ на химическое равновесие.

Оборудование: термометры, стаканы для воды объемом 150-250 мл, пробирки 10 шт., мерные пробирки.

Реактивы: 0,1 М раствор тиосульфата натрия, 0,1 М раствор серной кислоты, раствор хлороводородной кислоты, концентрированные растворы хлорида железа (III), роданида аммония, хлорида аммония.

Принцип метода заключается в изменении скорости химической реакции в зависимости от концентрации реагирующих веществ и температуры. В основе опыта лежит следующая химическая реакция:



Опыт №1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции в гомогенной системе

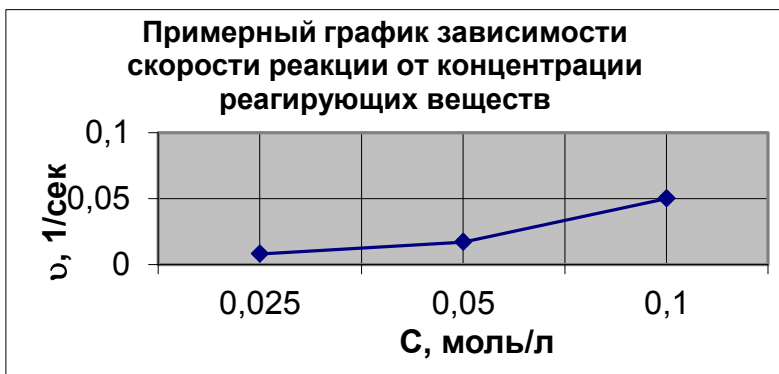
В трех пронумерованных пробирках приготовить растворы тиосульфата натрия различной концентрации, разбавляя 0,1 М раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ водой согласно таблице 1.

Затем в каждую пробирку поочередно влить по 2 мл 0,1 М раствора H_2SO_4 , фиксируя время с момента приливания кислоты до помутнения раствора (образования осадка серы). Результаты внести в таблицу 1.

Таблица 1

№ про- бирки	Объем, мл		См, моль/л $Na_2S_2O_3$	Объем, мл H_2SO_4	Время, τ , сек	Условная скорость, $\nu = 1/\tau$, сек ⁻¹
	$Na_2S_2O_3$	H_2O				
1	8	-	0,1	2		
2	4	4		2		
3	2	6		2		

Рассчитать См $Na_2S_2O_3$ в каждой пробирке и условную скорость. Построить график зависимости реакции от концентрации, откладывая по оси абсцисс концентрацию, а по оси ординат скорость. Сделать вывод.



Опыт №2. Влияние температуры на скорость реакции в гомогенной системе

В три пробирки внести по 2 мл 0,1 М раствора H_2SO_4 . В три другие пробирки - по 2 мл 0,1 М раствора $Na_2S_2O_3$. В химический стакан налить 50-100мл водопроводной воды и поместить в него пару пробирок, при этом измерить температуру раствора $Na_2S_2O_3$ - стартовая температура. Выдержать каждую пару пробирок в течение 30 сек в стакане с водой для выравнивания температуры, а затем слить содержимое пробирок, фиксируя время до помутнения раствора.

Последующие две реакции провести, увеличивая температуру реагирующих веществ на 10 °С по сравнению с первой реакцией. Для этого добавляем горячей воды в стакан, куда помещены следующие две пробирки с 0,1 М раствором $Na_2S_2O_3$ и 0,1 М раствором H_2SO_4 .

Внимание! Термометр должен находиться только в растворе $Na_2S_2O_3$. Результаты внести в таблицу 2.

Таблица 2

№ пробирки	Объем, мл		t°С	Время, τ , сек	Условная скорость, $\nu = 1/\tau$, сек ⁻¹	$\gamma = k_{t+10} / k_t$
	$Na_2S_2O_3$	H_2SO_4				
1-1	2	2				
2-2	2	2				
3-3	2	2				

Рассчитать условную скорость реакции и температурный коэффициент реакции $\gamma = k_{t+10} / k_t$,

где k_{t+10} - скорость реакции после увеличения температуры;

k_t — скорость предыдущей реакции.

Построить график зависимости скорости реакции от температуры.

Сделать вывод, используя правило Вант-Гоффа.

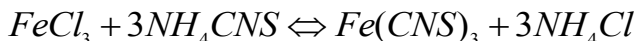
Опыт №3. Влияние степени измельчения на скорость реакции

Взять два маленьких кусочка мела приблизительно одинакового размера. Один из кусочков поместить в пробирку, а другой измельчить на листке фильтровальной бумаги, и порошок перенести в другую пробирку. В обе пробирки внести одновременно по 1 мл хлороводородной кислоты. Сравнить время растворения мела в каждой пробирке.

Составить уравнение реакции между карбонатом кальция и хлороводородной кислотой. Сделать вывод о влиянии степени измельчения твердых веществ на скорость реакции.

Опыт №4. Смещение химического равновесия вследствие изменения концентрации реагирующих веществ

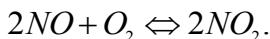
В пробирку налить 5 - 6 мл дистиллированной воды и добавить по одной капле концентрированных растворов хлорида железа (III) и роданида аммония, тщательно перемешать и отметить цвет раствора.



Затем полученный раствор разлить на четыре пробирки. В первую пробирку добавить несколько капель концентрированного раствора $FeCl_3$, во вторую - несколько капель концентрированного раствора NH_4CNS , в третью - несколько кристалликов NH_4Cl , четвертую пробирку оставить для контроля. Сравнить цвета растворов во всех пробирках с цветом раствора в четвертой пробирке, сделать соответствующий вывод и стрелками определить направление смещения равновесия при добавлении реагентов.

Задачи для самостоятельного решения:

1. Реакция идет по уравнению



Начальные концентрации реагирующих веществ были (моль/л): $C(NO) = 0,8$; $C(O_2) = 0,6$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до 0,9 моль/л, а концентрацию оксида азота до 1,2 моль/л.

2. Во сколько раз увеличится скорость растворения железа в 5%-ной соляной кислоте при повышении температуры на 32° , если температурный коэффициент скорости растворения равен 2,8?

**ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ ПО ТЕМЕ
“ЭНЕРГЕТИКА И КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ”**

1. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКАЯ СИСТЕМА, НЕ ИМЕЮЩАЯ ПОВЕРХНОСТИ РАЗДЕЛА СОСТАВЛЯЮЩИХ ЕЕ КОМПОНЕНТОВ (ФАЗ) ____

2. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКАЯ СИСТЕМА, ИМЕЮЩАЯ ПОВЕРХНОСТИ РАЗДЕЛА СОСТАВЛЯЮЩИХ ЕЕ КОМПОНЕНТОВ (ФАЗ)

3. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКАЯ СИСТЕМА, КОТОРАЯ НЕ СПОСОБНА ОБМЕНИВАТЬСЯ С ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДОЙ НИ ВЕЩЕСТВОМ, НИ ЭНЕРГИЕЙ _____

4. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКАЯ СИСТЕМА, КОТОРАЯ СПОСОБНА ОБМЕНИВАТЬСЯ С ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДОЙ ЭНЕРГИЕЙ, НО НЕ ВЕЩЕСТВОМ _____

5. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКАЯ СИСТЕМА, КОТОРАЯ СПОСОБНА ОБМЕНИВАТЬСЯ С ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДОЙ И ВЕЩЕСТВОМ, И ЭНЕРГИЕЙ _____

6. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЙ ПРОЦЕСС, ПРОТЕКАЮЩИЙ ПРИ ПОСТОЯННОМ ДАВЛЕНИИ _____

7. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЙ ПРОЦЕСС, ПРОТЕКАЮЩИЙ ПРИ ПОСТОЯННОЙ ТЕМПЕРАТУРЕ _____

8. ПРАВИЛЬНЫЕ СООТВЕТСТВИЯ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИХ ПОНЯТИЙ

дельта S		свободной энергии
дельта U		энтропии
дельта H		энтальпии
дельта G		внутренней энергии

9. ЕСЛИ ИЗМЕНЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ < 0 , ТО В СТАНДАРТНЫХ УСЛОВИЯХ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЙ ПРОЦЕСС

- (1) может протекать самопроизвольно
- (2) эндотермический
- (3) экзотермический
- (4) самопроизвольно протекать не может

10. ЕСЛИ ИЗМЕНЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ > 0 , ТО В СТАНДАРТНЫХ УСЛОВИЯХ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЙ ПРОЦЕСС

- (1) самопроизвольно протекать не может
- (2) может протекать самопроизвольно
- (3) экзотермический
- (4) эндотермический

11. ЕСЛИ ИЗМЕНЕНИЕ ЭНТРОПИИ > 0 , ТО В СТАНДАРТНЫХ УСЛОВИЯХ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЙ ПРОЦЕСС

- (1) может протекать самопроизвольно
- (2) экзотермический
- (3) самопроизвольно протекать не может
- (4) эндотермический

12. ЕСЛИ ИЗМЕНЕНИЕ ЭНТРОПИИ < 0 , ТО В СТАНДАРТНЫХ УСЛОВИЯХ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЙ ПРОЦЕСС

- (1) самопроизвольно протекать не может
- (2) экзотермический
- (3) может протекать самопроизвольно
- (4) эндотермический

13. ИЗМЕНЕНИЕ БЕСПОРЯДКА В ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ВЫРАЖАЕТ ВЕЛИЧИНА _____

14. ИЗМЕНЕНИЕ ТЕПЛОСОДЕРЖАНИЯ В ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ВЫРАЖАЕТ ВЕЛИЧИНА _____

15. ПЕРВЫЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ:

- (1) При абсолютном нуле энтропия любой термодинамической системы равна нулю.
- (2) Изменение внутренней энергии системы равно переданной теплоте и совершенной работе;
- (3) Тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния системы и не зависит от промежуточных стадий процесса;
- (4) В изолированных термодинамических системах самопроизвольно протекают процессы, при которых энтропия возрастает;

16. ВТОРОЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ:

- (1) При абсолютном нуле энтропия любой термодинамической системы равна нулю.
- (2) Тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния системы и не зависит от промежуточных стадий процесса;

- (3) В изолированных термодинамических системах самопроизвольно протекают процессы, при которых энтропия возрастает;
- (4) Изменение внутренней энергии системы равно переданной теплоте и совершенной работе;

17. ТРЕТИЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ:

- (1) Изменение внутренней энергии системы равно переданной теплоте и совершенной работе;
- (2) В изолированных термодинамических системах самопроизвольно протекают процессы, при которых энтропия возрастает;
- (3) При абсолютном нуле энтропия любой термодинамической системы равна нулю.
- (4) Тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния системы и не зависит от промежуточных стадий процесса;

18. ЗАКОН ГЕССА:

- (1) Тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния системы и не зависит от промежуточных стадий процесса;
- (2) Изменение внутренней энергии системы равно переданной теплоте и совершенной работе;
- (3) При абсолютном нуле энтропия любой термодинамической системы равна нулю.
- (4) В изолированных термодинамических системах самопроизвольно протекают процессы, при которых энтропия возрастает;

19. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКАЯ ВЕЛИЧИНА, ХАРАКТЕРИЗУЮЩАЯ УСИЛЕНИЕ БЕСПОРЯДКА В СИСТЕМЕ _____

20. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКАЯ ВЕЛИЧИНА, ХАРАКТЕРИЗУЮЩАЯ ТЕПЛОВЫЙ ЭФФЕКТ В СИСТЕМЕ _____

21. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКАЯ ВЕЛИЧИНА, ХАРАКТЕРИЗУЮЩАЯ ТЕПЛОВЫЙ ЭФФЕКТ В СИСТЕМЕ

- (1) энтропия
- (2) энергия Гиббса
- (3) смещение химического равновесия
- (4) тепловой эффект
- (5) энтальпия

22. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКАЯ ВЕЛИЧИНА, ХАРАКТЕРИЗУЮЩАЯ УСИЛЕНИЕ БЕСПОРЯДКА В СИСТЕМЕ

- (1) энтальпия
- (2) энергия Гиббса
- (3) энтропия
- (4) тепловой эффект
- (5) смещение химического равновесия

23. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКАЯ ВЕЛИЧИНА, ХАРАКТЕРИЗУЮЩАЯ ВОЗМОЖНОСТЬ ПРОТЕКАНИЯ РЕАКЦИИ

- (1) энтальпия
- (2) смещение химического равновесия
- (3) тепловой эффект
- (4) энтропия
- (5) энергия Гиббса

24. ПРИ ЭНДОТЕРМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ЗНАЧЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ _____

25. ПРИ ЭКЗОТЕРМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ЗНАЧЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ _____

26. ЭНЕРГИЯ ГИББСА ИМЕЕТ _____ ЗНАЧЕНИЕ, ЕСЛИ РЕАКЦИЯ ПРОТЕКАЕТ САМОПРИЗВОЛЬНО В ПРЯМОМ НАПРАВЛЕНИИ

27. ЭНЕРГИЯ ГИББСА ИМЕЕТ _____ ЗНАЧЕНИЕ, ЕСЛИ РЕАКЦИЯ ПРОТЕКАЕТ САМОПРИЗВОЛЬНО В ОБРАТНОМ НАПРАВЛЕНИИ

28. ЭНЕРГИЯ ГИББСА ИМЕЕТ _____ ЗНАЧЕНИЕ, ЕСЛИ РЕАКЦИЯ НАХОДИТСЯ В СОСТОЯНИИ ДИНАМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

29. ПРИ ПОВЫШЕНИИ ТЕМПЕРАТУРЫ В СИСТЕМЕ СКОРОСТЬ ЭКЗОТЕРМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ _____

30. ПРИ ПОВЫШЕНИИ ТЕМПЕРАТУРЫ СКОРОСТЬ ЭНДОТЕРМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ _____

31. ПРИ ПОНИЖЕНИИ ТЕМПЕРАТУРЫ В СИСТЕМЕ СКОРОСТЬ ЭКЗОТЕРМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ _____

32. ПРИ ПОНИЖЕНИИ ТЕМПЕРАТУРЫ В СИСТЕМЕ СКОРОСТЬ ЭНДОТЕРМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ _____

33. ПРИ ЭНДОТЕРМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ЗНАЧЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ _____

34. ПРИ ЭКЗОТЕРМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ЗНАЧЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ _____

35. САМОПРИЗВОЛЬНО ПРОТЕКАЕТ РЕАКЦИЯ С _____ ЭНТРОПИИ

36. ИСХОДЯ ИЗ РЕАКЦИИ $3A + B = 2C + 3D$, ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ РЕАКЦИИ ВЫРАЖАЕТСЯ УРАВНЕНИЕМ:

(1) $H(p\text{-ции}) = [2H(c) + 3H(d)] - [3H(a) + 2H(b)]$

(2) $H(p\text{-ции}) = [2H(c) + 3H(d)] - [3H(a) + H(b)]$

(3) $H(p\text{-ции}) = [2H(c) - 3H(d)] + [3H(a) - H(b)]$

(4) $H(p\text{-ции}) = [3H(c) + 2H(d)] - [3H(a) + H(b)]$

37. ИСХОДЯ ИЗ РЕАКЦИИ $3A + B = 2C + 3D$, ИЗМЕНЕНИЕ ЭНТРОПИИ РЕАКЦИИ ВЫРАЖАЕТСЯ УРАВНЕНИЕМ:

(1) $S(p\text{-ции}) = [S(c) + S(d)] - [S(a) + S(b)]$

(2) $S(p\text{-ции}) = [2S(c) + 3S(d)] - [3S(a) + 2S(b)]$

(3) $S(p\text{-ции}) = [2S(c) - 3S(d)] + [3S(a) - S(b)]$

(4) $S(p\text{-ции}) = [2S(c) + 3S(d)] - [3S(a) + S(b)]$

38. ИСХОДЯ ИЗ РЕАКЦИИ $3A + B = 2C + 3D$, ИЗМЕНЕНИЕ ЭНЕРГИИ ГИББСА РЕАКЦИИ ВЫРАЖАЕТСЯ УРАВНЕНИЕМ:

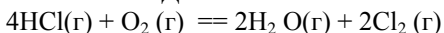
(1) $G(p\text{-ции}) = [2G(c) - 3G(d)] + [3G(a) - G(b)]$

(2) $G(p\text{-ции}) = [G(c) + G(d)] - [G(a) + G(b)]$

(3) $G(p\text{-ции}) = [2G(c) + 3G(d)] - [3G(a) + G(b)]$

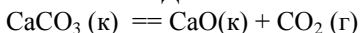
(4) $G(p\text{-ции}) = [2G(c) + 3G(d)] + [3G(a) + G(b)]$

39. В ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ



ИЗМЕНЕНИЕ ЭНТРОПИИ ИМЕЕТ _____ ЗНАЧЕНИЕ

40. В ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ



ИЗМЕНЕНИЕ ЭНТРОПИИ ИМЕЕТ _____ ЗНАЧЕНИЕ

41. ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ КОНЦЕНТРАЦИИ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ ВЫРАЖАЕТ ЗАКОН

- (1) Гульдберга и Вааге;
- (2) Ле Шателье;
- (3) Вант-Гоффа;
- (4) Рауля;
- (5) Гесса

42. ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ ТЕМПЕРАТУРЫ ВЫРАЖАЕТ ЗАКОН

- (1) Рауля;
- (2) Гульдберга и Вааге;
- (3) Вант-Гоффа;
- (4) Ле Шателье;
- (5) Гесса

43. СОГЛАСНО ЗАКОНА ДЕЙСТВУЮЩИХ МАСС, УРАВНЕНИЕ СКОРОСТИ ПРЯМОЙ РЕАКЦИИ $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$:

- (1) $v = [2\text{SO}_2] [\text{O}_2]$
- (2) $v = [\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]$
- (3) $v = k [\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]$
- (4) $v = k [\text{SO}_3]^2$

44. СОГЛАСНО ЗАКОНА ДЕЙСТВУЮЩИХ МАСС, УРАВНЕНИЕ СКОРОСТИ ПРЯМОЙ РЕАКЦИИ $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$

- (1) $v = k [\text{N}_2] [\text{O}_2]^2$
- (2) $v = k [\text{NO}]$
- (3) $v = k [\text{N}_2] [\text{O}_2]$
- (4) $v = k [2\text{N}_2] [2\text{O}_2]$

45. СОГЛАСНО ЗАКОНА ДЕЙСТВУЮЩИХ МАСС, УРАВНЕНИЕ СКОРОСТИ ПРЯМОЙ РЕАКЦИИ $4\text{HCl}(\text{r}) + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{r}) + 2\text{Cl}_2$

- (1) $v = k [\text{HCl}]^4 [\text{O}_2]$
- (2) $v = k [\text{H}_2\text{O}]^2 [\text{Cl}_2]^2$
- (3) $v = k [2\text{H}_2\text{O}] [2\text{Cl}_2]$
- (4) $v = k [4\text{HCl}] [\text{O}_2]$

46. СОГЛАСНО ЗАКОНА ДЕЙСТВУЮЩИХ МАСС, УРАВНЕНИЕ СКОРОСТИ ОБРАТНОЙ РЕАКЦИИ $4\text{HCl}(\text{r}) + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{r}) + 2\text{Cl}_2$

- (1) $v = k [\text{H}_2\text{O}]^2 [\text{Cl}_2]^2$
- (2) $v = k [\text{HCl}]^4 [\text{O}_2]$

$$(3) v = k [2\text{H}_2\text{O}] [2\text{Cl}_2]$$

$$(4) v = k [4\text{HCl}] [\text{O}_2]$$

47. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ АЗОТА В ТРИ РАЗА СКОРОСТЬ ПРЯМОЙ РЕАКЦИИ $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$ ВОЗРАСТЕТ В _____ РАЗА

48. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ ОКСИДА АЗОТА В ТРИ РАЗА СКОРОСТЬ ОБРАТНОЙ РЕАКЦИИ $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$ ВОЗРАСТЕТ В _____ РАЗ

49. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ ОКСИДА СЕРЫ (IV) В ТРИ РАЗА СКОРОСТЬ ПРЯМОЙ РЕАКЦИИ $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ ВОЗРАСТЕТ В _____ РАЗ

50. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ КИСЛОРОДА В ТРИ РАЗА СКОРОСТЬ ПРЯМОЙ РЕАКЦИИ $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ ВОЗРАСТЕТ В _____ РАЗА

51. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ КИСЛОРОДА В ДВА РАЗА СКОРОСТЬ ПРЯМОЙ РЕАКЦИИ $4\text{HCl}(\text{r}) + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{r}) + 2\text{Cl}$ ВОЗРАСТЕТ В _____ РАЗА

52. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ $\text{HCl}(\text{r})$ В ДВА РАЗА СКОРОСТЬ ПРЯМОЙ РЕАКЦИИ $4\text{HCl}(\text{r}) + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{r}) + 2\text{Cl}$: ВОЗРАСТЕТ В _____ РАЗА

53. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ ХЛОРА В ДВА РАЗА СКОРОСТЬ ПРЯМОЙ РЕАКЦИИ $4\text{HCl}(\text{r}) + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{r}) + 2\text{Cl}$: ВОЗРАСТЕТ В _____ РАЗА

54. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ АЗОТА В ТРИ РАЗА СКОРОСТЬ ОБРАТНОЙ РЕАКЦИИ $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$

(1) возрастет в девять раз;

(2) уменьшится в девять раз

(3) не изменится

(4) возрастет в три раза;

(5) уменьшится в три раза;

55. ЕСЛИ ТЕМПЕРАТУРНЫЙ КОЭФФИЦИЕНТ РАВЕН 3, ТО ПРИ НАГРЕВАНИИ СИСТЕМЫ НА 30 ГРАДУСОВ СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ ВОЗРАСТЕТ В _____ РАЗ

56. ЕСЛИ ТЕМПЕРАТУРНЫЙ КОЭФФИЦИЕНТ РАВЕН 2, ТО ПРИ НАГРЕВАНИИ СИСТЕМЫ НА 30 ГРАДУСОВ СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ ВОЗРАСТЕТ В ____ РАЗ

57. ЕСЛИ ТЕМПЕРАТУРНЫЙ КОЭФФИЦИЕНТ РАВЕН 3, ТО ПРИ НАГРЕВАНИИ СИСТЕМЫ ОТ 30 ДО 50 ГРАДУСОВ СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ ВОЗРАСТЕТ В ____ РАЗ

58. ЕСЛИ ТЕМПЕРАТУРНЫЙ КОЭФФИЦИЕНТ РАВЕН 2, ТО ПРИ НАГРЕВАНИИ СИСТЕМЫ ОТ 30 ДО 50 ГРАДУСОВ СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ ВОЗРАСТЕТ В ____ РАЗ

59. ЕСЛИ ТЕМПЕРАТУРНЫЙ КОЭФФИЦИЕНТ РАВЕН 3, ТО ПРИ НАГРЕВАНИИ СИСТЕМЫ ОТ 30 ДО 50 ГРАДУСОВ СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ

- (1) возрастет в три раза;
- (2) возрастет в девять раз;
- (3) уменьшится в три раза;
- (4) не изменится
- (5) уменьшится в девять раз

60. ЕСЛИ ТЕМПЕРАТУРНЫЙ КОЭФФИЦИЕНТ РАВЕН 3, ТО ПРИ ОХЛАЖДЕНИИ СИСТЕМЫ ОТ 50 ДО 30 ГРАДУСОВ СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ

- (1) не изменится
- (2) возрастет в девять раз;
- (3) возрастет в три раза;
- (4) уменьшится в три раза;
- (5) уменьшится в девять раз

61. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ АЗОТА В ТРИ РАЗА РАВНОВЕСИЕ СИСТЕМЫ $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$

- (1) сместится вправо;
- (2) сместится влево;
- (3) не нарушится

62. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ КИСЛОРОДА В ТРИ РАЗА РАВНОВЕСИЕ СИСТЕМЫ $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$

- (1) не нарушится
- (2) сместится вправо;
- (3) сместится влево;

63. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ ОКСИДА АЗОТА В ТРИ РАЗА РАВНОВЕСИЕ СИСТЕМЫ $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$

- (1) сместится вправо;
- (2) не нарушится
- (3) сместится влево;

64. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ ДАВЛЕНИЯ В ТРИ РАЗА РАВНОВЕСИЕ СИСТЕМЫ $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$

- (1) сместится влево;
- (2) сместится вправо;
- (3) не нарушится

65. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ КИСЛОРОДА В ТРИ РАЗА

РАВНОВЕСИЕ СИСТЕМЫ $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$

- (1) сместится влево;
- (2) не нарушится
- (3) сместится вправо;

66. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ ОКСИДА СЕРЫ (IV) В ТРИ РАЗА РАВНОВЕСИЕ СИСТЕМЫ $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$

- (1) не нарушится
- (2) сместится вправо;
- (3) сместится влево;

67. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ ОКСИДА СЕРЫ (VI) В ТРИ РАЗА РАВНОВЕСИЕ СИСТЕМЫ $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$

- (1) сместится влево;
- (2) не нарушится
- (3) сместится вправо;

68. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ ДАВЛЕНИЯ В ТРИ РАЗА РАВНОВЕСИЕ СИСТЕМЫ $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$

- (1) сместится влево;
- (2) сместится вправо;
- (3) не нарушится

69. ПРИ УМЕНЬШЕНИИ ДАВЛЕНИЯ В ТРИ РАЗА РАВНОВЕСИЕ СИСТЕМЫ $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$

- (1) не нарушится
- (2) сместится влево;
- (3) сместится вправо;

70. ПРИЧИНОЙ УВЕЛИЧЕНИЯ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ ПРИ ПОВЫШЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ ВЕЩЕСТВ ЯВЛЯЕТСЯ УВЕЛИЧЕНИЕ:

- (1) числа столкновений молекул
- (2) энергии активации процесса
- (3) энергии молекул
- (4) массы и объёма вещества

71. ДЛЯ УВЕЛИЧЕНИЯ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ МЕЖДУ ГАЗООБРАЗНЫМИ ВЕЩЕСТВАМИ НЕОБХОДИМО:

- (1) повысить температуру и давление
- (2) понизить температуру и давление
- (3) повысить давление и понизить температуру
- (4) понизить давление и повысить температуру

72. ВВЕДЕНИЕ КАТАЛИЗАТОРА В СИСТЕМУ, НАХОДЯЩУЮСЯ В СОСТОЯНИИ РАВНОВЕСИЯ

- (1) увеличивает скорость только прямой реакции
- (2) увеличивает скорость только обратной реакции
- (3) увеличивает скорость и прямой, и обратной реакции
- (4) не оказывает влияния на скорость и прямой, и обратной реакции

73. ПРИ ОБЫЧНЫХ УСЛОВИЯХ С НАИМЕНЬШЕЙ СКОРОСТЬЮ ПРОТЕКАЕТ РЕАКЦИЯ МЕЖДУ

- (1) Fe и O₂
- (2) Na и O₂
- (3) CaCO₃ и HCl (p-p)
- (4) Na₂SO₄(p-p) и BaCl₂ (p-p)

74. ПРИ ОБЫЧНЫХ УСЛОВИЯХ С НАИМЕНЬШЕЙ СКОРОСТЬЮ ПРОТЕКАЕТ РЕАКЦИЯ МЕЖДУ

- (1) Fe и O₂
- (2) Cu и O₂
- (3) Mg и HCl (10% p-p)
- (4) Zn и HCl (10% p-p)

75. В ОБЫЧНЫХ УСЛОВИЯХ С НАИБОЛЬШЕЙ СКОРОСТЬЮ ПРОТЕКАЕТ ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ

- (1) Fe + H₂SO₄(разб.) →
- (2) Fe₂(SO₄)₃ (раствор) + NaOH(раствор) →
- (3) Fe + H₂SO₄ (конц.) →
- (4) Fe₂O₃ + KOH (раствор) →

76. С НАИБОЛЬШЕЙ СКОРОСТЬЮ ПРИ КОМНАТНОЙ ТЕМПЕРАТУРЕ ПРОТЕКАЕТ РЕАКЦИЯ МЕЖДУ

- (1) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{раствор}) \rightarrow$
- (2) $\text{BaCl}_2(\text{раствор}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{раствор}) \rightarrow$
- (3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{Na} \rightarrow$
- (4) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl}(\text{раствор}) \rightarrow$

77. С НАИБОЛЬШЕЙ СКОРОСТЬЮ С КИСЛОРОДОМ ПРИ КОМНАТНОЙ ТЕМПЕРАТУРЕ РЕАГИРУЕТ

- (1) Fe
- (2) Al
- (3) Zn
- (4) Na

78. ПРИ КОМНАТНОЙ ТЕМПЕРАТУРЕ С НАИБОЛЬШЕЙ СКОРОСТЬЮ ПРОИСХОДИТ ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ МЕЖДУ ВОДОЙ И

- (1) барием
- (2) цинком
- (3) медью
- (4) кальцием

79. С НАИБОЛЬШЕЙ СКОРОСТЬЮ ПРОТЕКАЕТ РЕАКЦИЯ РАСТВОРА СЕРНОЙ КИСЛОТЫ С

- (1) медью
- (2) цинком
- (3) магнием
- (4) железом

80. С НАИБОЛЬШЕЙ СКОРОСТЬЮ ПРОХОДИТ РЕАКЦИЯ МЕЖДУ ВОДОРОДОМ И

- (1) фтором
- (2) йодом
- (3) хлором
- (4) бромом

81. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

$\text{Al}(\text{OH})_3(\text{тв.}) + 3\text{H}^+ = \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ НЕ ЗАВИСИТ ОТ

- (1) природы взятой кислоты
- (2) концентрации ионов алюминия
- (3) температуры
- (4) концентрации ионов водорода

82. ДЛЯ УВЕЛИЧЕНИЯ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ
 $Zn(тв.) + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2(г) + Q$ НЕОБХОДИМО

- (1) уменьшить концентрацию ионов цинка
- (2) увеличить концентрацию ионов водорода
- (3) увеличить температуру
- (4) увеличить концентрацию ионов цинка

83. ДЛЯ УВЕЛИЧЕНИЯ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ
 $Ca(тв.) + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2(г) + Q$ НЕОБХОДИМО

- (1) уменьшить концентрацию ионов водорода
- (2) увеличить концентрацию ионов водорода
- (3) понизить температуру
- (4) повысить давление

84. НАИБОЛЕЕ ВАЖНЫМ УСЛОВИЕМ УВЕЛИЧЕНИЯ СКОРОСТИ
ГЕТЕРОГЕННОЙ РЕАКЦИИ ЯВЛЯЕТСЯ

- (1) изменение концентрации участников реакции
- (2) уменьшение температуры
- (3) изменение давления
- (4) увеличение площади соприкосновения реагирующих веществ

85. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ ВОДОРОДА В 2 РАЗА
СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ $N_2(г) + 3H_2(г) = 2NH_3(г)$ ВОЗРАСТЁТ В

- (1) 4 раза
- (2) 2 раза
- (3) 8 раз
- (4) 6 раз

86. СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ ВОЗРОСЛА В 243 РАЗА, ТЕМПЕРАТУР-
НЫЙ КОЭФФИЦИЕНТ РАВЕН 3. НА СКОЛЬКО ГРАДУСОВ БЫЛА
ПОВЫШЕНА ТЕМПЕРАТУРА?

- (1) 30^0
- (2) 40^0
- (3) 50^0
- (4) 60^0

87. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ ДАВЛЕНИЯ В СИСТЕМЕ В 3 РАЗА СКО-
РОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ $2NO_2(г) + O_2(г) = 2NO(г)$

- (1) увеличится в 9 раз
- (2) увеличится в 27 раз
- (3) не изменится
- (4) уменьшится в 27 раз

88. ДЛЯ УВЕЛИЧЕНИЯ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$ В 9 РАЗ НЕОБХОДИМО КОНЦЕНТРАЦИЮ SO_2 УВЕЛИЧИТЬ В

- (1) 9 раз
- (2) 4,5 раза
- (3) 3 раза
- (4) 18 раз

89. СКОРОСТЬ ПРОЦЕССА УВЕЛИЧИЛАСЬ В 9 РАЗ ПРИ ПОВЫШЕНИИ ТЕМПЕРАТУРЫ НА 20°C . ТЕМПЕРАТУРНЫЙ КОЭФФИЦИЕНТ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ РАВЕН

- (1) 2
- (2) 4,5
- (3) 4
- (4) 3

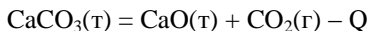
90. ЕСЛИ ТЕМПЕРАТУРНЫЙ КОЭФФИЦИЕНТ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ РАВЕН 2, ТО ДЛЯ УВЕЛИЧЕНИЯ ЕЁ СКОРОСТИ В 8 РАЗ, ТЕМПЕРАТУРУ НЕОБХОДИМО УВЕЛИЧИТЬ НА ____ ГРАДУСОВ

- (1) 40
- (2) 80
- (3) 20
- (4) 30

91. ДОБАВЛЕНИЕ ВОДОРОДА В СИСТЕМУ $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г}) + \text{Q}$

- (1) увеличивает выход продукта реакции
- (2) смещает положение равновесия в сторону исходных веществ
- (3) не изменяет положение равновесия
- (4) ускоряет реакцию разложения аммиака

92. УДАЛЕНИЕ ОКСИДА УГЛЕРОДА (IV) ПРИ ОБЖИГЕ ИЗВЕСТНЯКА



- (1) уменьшает выход продуктов реакции
- (2) увеличивает скорость прямой реакции
- (3) смещает положение равновесия вправо
- (4) не влияет на положение равновесия

93. РАВНОВЕСИЕ В СИСТЕМЕ $3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{O}_3(\text{г}) - Q$ СМЕСТИТСЯ ВПРАВО ПРИ УМЕНЬШЕНИИ

- (1) температуры
- (2) концентрации кислорода
- (3) давления
- (4) концентрации озона

94. ИЗМЕНЕНИЕ ДАВЛЕНИЯ ОКАЗЫВАЕТ ВЛИЯНИЕ НА СМЕЩЕНИЕ РАВНОВЕСИЯ В СИСТЕМЕ

- (1) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$
- (2) $2\text{HI}(\text{г}) = \text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г})$
- (3) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2 + \text{H}_2$
- (4) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$

95. ПОВЫШЕНИЕ ДАВЛЕНИЯ УВЕЛИЧИВАЕТ ВЫХОД ПРОДУКТА РЕАКЦИИ В СИСТЕМЕ

- (1) $\text{NO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{NOCl}_2(\text{г}) + Q$
- (2) $\text{H}_2\text{S}(\text{г}) = \text{H}_2(\text{г}) + \text{S}(\text{т}) - Q$
- (3) $\text{COCl}_2(\text{г}) = \text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) + Q$
- (4) $\text{CaCO}_3(\text{т}) = \text{CaO}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г}) - Q$

96. НЕОБРАТИМОЙ ЯВЛЯЕТСЯ РЕАКЦИЯ

- (1) $\text{NaCl}(\text{р-р}) + \text{CH}_3\text{COOH}(\text{р-р}) = \text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl}$
- (2) $\text{NaCl}(\text{р-р}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{р-р}) = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$
- (3) $\text{NaCl}(\text{тв}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$
- (4) $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{р-р}) + \text{CH}_3\text{COOK}(\text{р-р}) = \text{CH}_3\text{COONa} + \text{K}_2\text{CO}_3$

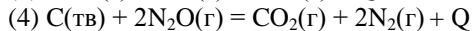
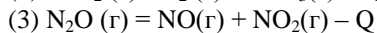
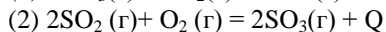
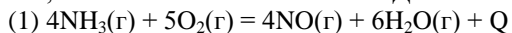
97. НЕОБРАТИМОЙ ЯВЛЯЕТСЯ РЕАКЦИЯ

- (1) $\text{FeS}(\text{тв}) + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$
- (2) $\text{FeCl}_2(\text{р-р}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{р-р}) = \text{FeSO}_4 + 2\text{HCl}$
- (3) $\text{FeSO}_4 + 2\text{NaCl} = \text{FeCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- (4) $\text{FeCl}_3 + 3\text{KCN} = \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{KCl}$

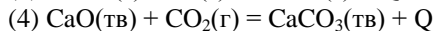
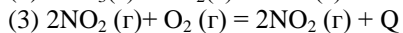
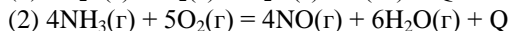
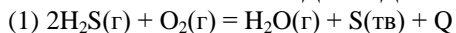
98. ДЛЯ СМЕЩЕНИЯ РАВНОВЕСИЯ В СИСТЕМЕ $\text{MgO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{MgCO}_3(\text{тв}) + Q$

- (1) в сторону продуктов реакции необходимо
- (2) понизить давление
- (3) повысить температуру
- (4) понизить температуру
- (5) ввести катализатор

99. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ СМЕСТИТСЯ В СТОРОНУ ОБРАЗОВАНИЯ ПРОДУКТОВ КАК ПРИ ПОНИЖЕНИИ ТЕМПЕРАТУРЫ, ТАК И ПРИ ПОВЫШЕНИИ ДАВЛЕНИЯ В СИСТЕМЕ



100. ОХЛАЖДЕНИЕ СИСТЕМЫ И УВЕЛИЧЕНИЕ ЕЁ ОБЪЁМА УВЕЛИЧИВАЮТ ВЫХОД ПРОДУКТА РЕАКЦИИ



Правильные ответы:

Вопрос	Ответ	Вопрос	Ответ
1.	однородная	51.	2
2.	неоднородная	52.	16
3.	изолированная	53.	4
4.	закрытая	54.	5
5.	открытая	55.	27
6.	изобарный	56.	8
7.	изотермический	57.	9
8.	1-2;2-4;3-3;4-1	58.	4
9.	3	59.	2
10.	4	60.	5
11.	1	61.	1
12.	1	62.	2
13.	энтропия	63.	3
14.	энтальпия	64.	3
15.	2	65.	3
16.	3	66.	2
17.	3	67.	1
18.	1	68.	2
19.	энтропия	69.	3
20.	энтальпия	70.	1
21.	5	71.	1
22.	3	72.	3
23.	5	73.	1
24.	положительное	74.	2
25.	отрицательное	75.	2
26.	отрицательное	76.	2
27.	положительное	77.	4
28.	нулевое	78.	1
29.	уменьшается	79.	3
30.	возрастает	80.	1
31.	возрастает	81.	2
32.	уменьшается	82.	2
33.	положительно	83.	2
34.	отрицательно	84.	4
35.	возрастанием	85.	3
36.	2	86.	3
37.	4	87.	2
38.	3	88.	3
39.	отрицательное	89.	4
40.	положительное	90.	4
41.	1	91.	1
42.	3	92.	3
43.	3	93.	4
44.	3	94.	1
45.	1	95.	1
46.	1	96.	3
47.	3	97.	1
48.	9	98.	4
49.	9	99.	2
50.	3	100.	2

Приложение

Таблица 1 - Стандартные энтальпии образования ΔH^0_{298} , энтропии ΔS^0_{298} и энергии Гиббса ΔG^0_{298} для некоторых веществ при 298K (25⁰C)

Вещество	H^0_{298} кДж/моль	S^0_{298} Дж/мольК	G^0_{298} кДж/моль	Вещество	H^0_{298} кДж/моль	S^0_{298} Дж/мольК	G^0_{298} кДж/моль
Ag	0	42,6	0	Fe(OH) ₃	-824,25	96,23	-694,54
Ag ⁺ (p)	105,56	72,8	77,12	FeSO ₄	-922,57	107,51	-829,69
AgNO ₃	-124,6	141,0	-33,6	FeCO ₃	-744,45	92,9	-637,88
AgI	-61,9	115,5	-66,4	GeO	-305,4	50,2	-276,1
Ag ₂ O	-31,2	121,0	-11,3	GeO ₂	-539,74	52,3	-531,4
Ag ₂ CO ₃	-506,1	167,4	-437,1	H ₂	0	130,7	0
Al	0	28,31	0	H ⁺ (p)	0	0	0
Al ₂ O ₃	-1675,0	50,94	-1576,4	H ₂ O(r)	-241,84	188,9	-228,8
Al(OH) ₃	-1275,7	71,1	-1139,72	H ₂ O(ж)	-286	70,0	-237,4
AlCl ₃	-697,4	167,0	-636,8	H ₂ O ₂ (ж)	-187,0	110,0	-120,0
Al ₂ (SO ₄) ₃	-3434,0	239,2	-3091,9	Hg	0	76,1	0
As	0	35,1	0	HgO	-90,0	70,0	-58,0
As ₂ O ₃	-656,8	107,1	-575,0	HgCl ₂	-230,12	144,35	-185,77
As ₂ O ₅	-918,0	105,4	-772,4	Hg ₂ Cl ₂	-264,85	185,81	-210,66
Au	0	47,65	0	I ₂ (к)	0	116,5	0
AuF	-74,3	96,4	-58,6	I ₂ (r)	62,3	260,7	19,2
AuF ₃	-348,53	114,2	-297,48	I ⁻ (p)	-55,23	-	-
Au(OH) ₃	-418,4	121,3	-289,95	HI(r)	26,57	206,48	1,78
AuCl ₃	-118,4	146,4	-48,53	HIО(ж)	-158,9	24,32	-98,70
B	0	5,87	0	KCl	-439,5	82,56	-408,0
B ₂ O ₃	-1264,0	53,85	-1184,0	KClO ₃	-391,2	142,97	-289,9
B ₂ H ₆	31,4	232,9	82,8	KClO ₄	-430,0	151,0	-300,0
HBO ₂	-804,0	49,0	-736,0	KOH(к)	-425,8	79,32	-380,2
Ba	0	64,9	0	KOH(p)	-482,0	91,63	-442,2
BaO	-553,9	70,5	-525,4	K ₂ CO ₃	-1146,1	156,32	-1059,8
BaSO ₄	-1474,2	132,3	-1363,2	KNO ₂	-354,0	117,0	-280,0
BaCO ₃	-1202,0	112,1	-1138,8	KNO ₃	-495,0	133,0	-395,0
Be	0	9,54	0	K ₂ SO ₄	-1433,44	175,73	-1316,37
BeO	-598,7	14,1	-581,6	KHSO ₄	-1158,1	187,89	-1043,49
BeCO ₃	-981,57	199,4	-944,75	KH	-56,9	67,95	-38,49
Bi	0	56,9	0	KI	0	28,03	0
BiCl ₃ (r)	-270,7	356,9	-260,2	Li ₂ O	-595,8	37,9	-5602
BiCl ₃ (к)	-379,1	189,5	-318,9	LiOH(к)	-487,2	42,8	-442,2
Br ₂ (r)	-30,9	245,5	3,1	LiOH p	-508,7	-	-
Br ₂ (ж)	0	152,2	0	MgCO ₃	0	32,51	0
HBr(r)	-36,1	198,7	-53,4	MgCO ₃	-1113,0	65,7	-1029,2
HBrO(p)	-112,97	142,3	-82,4	MgO	-601,8	26,9	-569,6
C (графит)	0	5,74	0	Mg(OH) ₂	-924,7	63,14	-833,7
C (алмаз)	1,897	2,38	2,866	MgSO ₄	-1301,4	91,6	-1158,7
CH ₄	-74,86	186,44	-50,85	MgSO ₄ *7	-3384,0	-	-2868,0
C ₂ H ₄	52,3	219,4	68,11	MnO	-385,0	60,0	-363,0
C ₂ H ₂	226,7	200,8	209,2	MnO ₂	-521,5	53,1	-466,7
C ₂ H ₆	-84,68	229,5	-32,89	MnSO ₄	-1063,74	112,13	-955,96
C ₂ H ₄ (ж)	49,0	172,8	124,5	N ₂	0	191,5	0
C ₁₀ H ₈ (к)	66,7	167,4	201,25	N ₂ O	81,55	220,0	103,6
CH ₃ OH(ж)	-238,7	126,70	-166,31	NO	90,37	210,62	86,69
C ₂ H ₅ OH	-227,6	160,7	-174,77	NO ₂	33,89	240,45	51,84
C ₂ H ₅ NO ₂ (ж)	148,08	-	-	N ₂ O ₄ (ж)	9,37	209,3	98,29
	-487,0	159,8	-392,4	NH ₃	-46,198	-192,8	-16,7
C ₆ H ₁₂ O ₆	-1273,0	-	-919,5	N ₂ O ₄ (ж)	19,50	209,3	98,0
CO	-110,6	197,7	-137,2	NH ₄ ⁺ (p)	-132,4	114,4	-79,5
CO(NH ₂) ₂ (к)	-332,88	104,5	-196,85	NH ₂ OH	-114,2	-	-

Вещество	H ⁰ ₂₉₈ кДж/моль	S ⁰ ₂₉₈ Дж/мольК	G ⁰ ₂₉₈ кДж/моль	Вещество	H ⁰ ₂₉₈ кДж/моль	S ⁰ ₂₉₈ Дж/мольК	G ⁰ ₂₉₈ кДж/моль
CO ₂	-393,8	213,8	-394,6	HN ₃ (г)	294,0	328,0	238,8
Ca				HCN(ж)	135,0	113,1	125,5
CS ₂ (ж)	89,12	151,33	-	MoO ₃	-745,2	77,76	-668,1
CaCO _{3(т)}	-1207,0	1,6	-1129,6	HNO ₃ (р)	-119,2	152,7	-55,6
CaO	-653,0	39,7	-603,8	HNO ₃ (жк)	-174,3	155,7	-80,9
Ca(OH) ₂	-986,8	83,4	-899,2	Na	0	51,45	0
CaSO ₄	-1424,0	106,7	-1320,3	NaH(к)	-56,4	188,0	-38
CaSO ₄ *2H ₂ O	-2023,98	194,3	-1798,7	NaOH	-425,6	64,4	-380,7
CaF ₂	-1214,0	68,8	-1161,0	Na ₂ CO ₃	-1137,5	136,4	-1047,5
CaCl ₂	-785,8	113,8	-750,2	Na ₂ SO ₃ (к)	-1012,0	345,0	-953,0
CaC ₂	-62,7	70,3	-67,8	Na ₂ SiO ₃	-1518,0	113,8	-1426,7
Ca ₃ N ₂	-431,8	105,0	-368,6	Nb ₂ O ₅ (к)	-1897,0	137,0	-1764,0
CaSiO ₃	-1579,0	87,45	-1495,4	NiO	-239,7	37,9	-211,6
Ca ₃ (PO ₄) ₂	-4125,0	240,9	-3899,5	O ₂	0	205,0	0
Cl ₂	0	222,9	0	O ₃	-142,3	238,8	-162,7
Cl-(р)	-167,2	56,6	-131,4	OF ₂ (г)	25,1	247,0	42,5
HCl(г)	-92,4	186,9	-94,5	P (бел)	0	41,1	0
HCl(р)	-166,9	56,5	131,2	P ₄ O ₁₀	-2984,0	22,8	-2697,8
HClO(ж)	-116,4	129,7	-80,0	H ₃ PO ₄	-1288,3	158,1	-1142,6
HClO(р)	-124,3	129,0	-79,6	HPO ₃	-982,4	150,6	-902,9
HClO ₄ (жк)	-34,5	188,4	84,0	PCl ₃	-277,0	311,7	-286,27
Cl ₂ O(г)	251	-	-	PCl ₅	-369,45	362,9	-324,55
Cr	0	23,76	0	Pb	0	64,8	0
Cr ₂ O ₃	-1141,0	81,1	-1046,84	PbO ₂	-276,86	76,44	-218,99
Cr(CO) ₆	-1075,62	359,4	-982,0	PbCl ₂	-359,2	136,4	-313,97
Cs	0	84,35	0	PbSO ₄	-918,1	147,28	-811,24
Cs ₂ O	-317,6	123,8	-274,5	PbS	-94,28	91,20	-92,68
CsOH	-406,5	77,8	-355,2	Rb	0	76,2	0
CoCl ₂	-310,2	109,7	-267,5	Rb ₂ O	-330,12	109,6	-290,79
Cu	0	33,3	0	RbOH	-413,8	70,7	-364,43
Cu ₂ O	-167,36	93,93	-146,36	S (ромб)	0	31,9	0
CuO	-165,3	42,64	-127,19	S (монокл)	0,38	32,6	0,188
Cu(OH) ₂	-443,9	79,5	-356,9	H ₂ S(г)	-20,17	193,2	-33,0
CuF ₂	-530,9	84,5	-485,3	H ₂ S (р)	-	108,8	-27,9
CuCl ₂	-205,9	113,0	-166,1	SO ₂	-297,2	248,2	-300,41
CuBr ₂	-141,42	142,34	-126,78	SO ₃ (г)	-376,2	256,4	-370,0
CuJ ₂	-21,34	159,0	-23,85	SO ₃ (жк)	-439,2	95,5	-362,0
Cu ₂ S	-82,01	119,24	-86,19	H ₂ SO ₄	-814,0	157,0	-690,7
CuS	-48,6	66,5	-48,95	H ₂ Se(г)	85,77	221,3	71,13
CuSO ₄	-771,1	133,3	-661,91	SiO ₂ (кварц)	-911,6	41,9	-857,6
CuSO ₄ 5H ₂ O	-2280,8	200,6	-1881,0	SnO	-286,0	56,74	-257,32
CuCO ₃	-594,96	87,9	-517,98	SnO ₂	-580,8	52,34	-519,65
Cu(NO ₃) ₂	-307,11	193,0	-114,22	SrO	-590,4	54,4	-559,8
F ₂	0	202,9	0	SrCO ₃	-1221,3	97,1	-1137,6
F(р)	-331,7	-13,8	-277,9	H ₂ Fe	154,39	234,3	138,48
HF	-270,9	113,8	-272,99	TiCl ₄ (жк)	-804,2	252,4	-737,4
H ₂ F ₂	-565,9	-	-	TiO ₂	-943,9	50,3	-888,6
Fe	0	27,2	0	Y ₂ O ₃	-1573	130,96	-1428,0
F ₂ O ₃	-822,7	87,5	-740,8	NO ₃	-843	75,9	-764,1
Fe ₃ O ₄	-1117,9	146,3	-1014,8	ZnO	-351,0	44,0	-321,0
FeO	-256,0	60,8	-244,5	Zn	0	41,59	0
FeS	-101,0	60,0	-101,0	ZnS	-201,0	57,7	-198,32
FeS ₂	-163,3	52,96	-151,9	ZnSO ₄	-978,2	124,6	-871,75

Содержание

1.	Энергетика и кинетика химических процессов	3
2.	Энергетика химических процессов	3
3.	Лабораторная работа №1 Тепловые эффекты химических реакций	5
4.	Кинетика химических реакций. Химическое равновесие	7
5.	Лабораторная работа №2 Исследование зависимости скорости химической реакции от различных факторов. Смещение химического равновесия	9
6.	Тестовые задания по теме “Энергетика и кинетика химических процессов”	13
7.	Приложение	29

Литература

1. Князев, Д.А. Неорганическая химия / Д.А. Князев, С.Н. Сма-рыгин. - М.: Высшая школа, 1990.
2. Фролов, В.И. Практикум по общей и неорганической химии / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова, Т.П. Сидорова, Т.Г. Повод, А.В. Артемов, В.В. Сафонов, Т.Е. Платова, Н.П. Дубанкова, В.М. Баранцев. - М.: Дрофа, 2002.
3. Артемова, Э.К. Основы общей и биоорганической химии / Э.К. Артемова, Е.В. Дмитриев. - М.: КноРус, 2011.
4. Костоусова, О.Ю. Лабораторный практикум по общей химии / О.Ю. Костоусова, Л.С. Малофеева. - М.: Издательство «Форум», 2008.

Учебное издание

Старовойтова Наталья Петровна

Неорганическая химия

Раздел III

Редактор Лебедева Е.М.

Подписано к печати 25.09.2013 г. Формат 60x84¹/₁₆.
Бумага печатная. Усл. п. л. 1,86. Тираж 100 экз. Изд. № 2408.

Издательство Брянской государственной сельскохозяйственной академии.
243365 Брянская обл., Выгоничский район, с. Кокино, Брянская ГСХА