

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Факультет естественных наук
Кафедра общей химии

Физическая химия-1
Модули для самостоятельной работы
Примеры контрольных работ
и некоторых задач с решениями

Учебно-методическое пособие
для студентов 1 курса
факультета естественных наук
и медицинского факультета

Новосибирск
2006

Учебно-методическое пособие предназначено для студентов 1-го курса ФЕН и медицинского факультета, содержит модульные задания для самостоятельной работы по курсу физической химии, примеры контрольных работ и некоторых задач с решениями.

Составители:

проф. В. А. Собянин, проф. Л. Ф. Крылова,
проф. А. И. Боронин, доц. Г. И. Шамовская

Рецензент

канд. хим. наук, доц. П. П. Самойлов

© Новосибирский государственный
университет, 2006

СТРУКТУРА КУРСА И СИСТЕМА КОНТРОЛЯ ЗНАНИЙ СТУДЕНТА

Курс физической химии состоит из двух частей и разделен на пять модулей.

I часть – строение и состояние вещества:

Модуль 1. Частицы;

Модуль 2. Взаимодействия частиц.

II часть – химический процесс:

Модуль 3. Общая теория химического равновесия;

Модуль 4. Равновесия в растворах;

Модуль 5. Кинетика химических реакций.

Задание каждого модуля выполняется студентом самостоятельно с использованием лекций и учебных пособий и оформляется в письменном виде. Задание должно быть сдано студентом в строго определенные сроки в соответствии с учебным календарным планом.

Целью такой самостоятельной работы студента является подготовка к семинарским занятиям по соответствующим темам.

Работа над модулем оценивается преподавателем, общая сумма баллов за работу над модулями – 1000.

В течение семестра студенты пишут три контрольные работы, общая сумма баллов за которые – 2000. Сроки написания контрольных работ отражены в учебном плане.

Вопросы и задачи, помогающие студенту усвоить основные понятия каждого раздела курса, включены в соответствующие модули и параграфы сборника задач*

Контрольные работы (КР) включают следующие разделы курса:

КР-1: Все разделы 1-й части курса – *строение и состояние вещества* (модули 1, 2; § 1–5 сборника задач).

* Физическая химия – 1: Сб. задач / Л. Ф. Крылова, Г. И. Шамовская, А. Н. Голубенко и др. Новосиб. гос. ун-т. Новосибирск, 2005.

КР-2: Некоторые разделы 2-й части курса – *химический процесс: общая теория химического равновесия; кислотно-основное и гетерогенное равновесия* (модули 3, 4; § 6–8 сборника задач).

КР-3: Все разделы 2-ой части курса – *химический процесс* (модули 3, 4, 5; § 6–10 сборника задач).

По итогам работы в семестре студент может получить оценку без экзамена:

Сумма баллов за модули	Сумма баллов за контрольные работы	Оценка
1000–800	2000–1600	5
799–700	1599–1400	4
699–500	1399–1050	3

Указанные выше оценки могут быть получены только при условии успешного выполнения модулей. Для оценки 5 сумма баллов за все модули должна быть не менее 800, для оценки 4 – не менее 700 баллов и для оценки 3 – не менее 500 баллов.

Если оценка студента не устраивает, он может сдавать экзамен. Экзамен проводится письменно и оценивается в 1500 баллов.

Окончательная оценка после экзамена:

Сумма баллов за контрольные работы + экзамен	Оценка
3500 – 2650	5
2649 – 2350	4
2349 – 1800	3

Модуль 1

ЧАСТИЦЫ (200 баллов)

1.1. АТОМНОЕ ЯДРО

Основные понятия

Нуклоны, электрон, позитрон (их масса, заряд, спин). Атомная единица массы. Элемент. Атомный номер. Массовое число. Изотоп. Атомная масса изотопа и элемента. Дефект массы. Радиоактивный распад. Период полураспада.

Вопросы и задачи

1. Из каких частиц состоит *атомное ядро*?

Почему ядро не распадается вследствие электростатического отталкивания составляющих его частиц? Сравните энергию электростатического отталкивания протонов в ядре атома гелия и энергию связи этого ядра. Что такое *дефект массы*?

2. Определите понятия: *атом, элемент, изотоп*.

Что означает запись $^{15}_7\text{N}_2^{+?}$?

3. Напишите уравнения ядерных реакций:

а) взаимодействие ^{22}Ne с α -частицами – один из способов получения нейтронов: $^{22}\text{Ne} + \alpha \rightarrow \dots + n$;

б) взаимодействие ^{14}N с **нейтронами** с образованием трития ^3H : $^{14}\text{N} + n \rightarrow \dots + ^3\text{H}$;

в) бомбардировка ядер тяжелых **изотопов** ядрами легких изотопов – один из способов термоядерного синтеза:



4. Изотоп ^{226}Ra подвержен α -распаду с периодом полураспада 1580 лет. Определить массу изотопа ^{226}Ra через 3160 лет, если его исходное количество составляло 1 г.

1.2. АТОМ

Основные понятия

Волновая функция. Вероятность и плотность вероятности обнаружения электрона в заданной области пространства. Атомная орбиталь (АО). Квантовые числа. Принцип Паули. Первое правило Хунда. Основное и возбужденные состояния. Электронная конфигурация элемента. Периодическая система элементов (ПС). Ковалентность атомов. Потенциал (энергия) ионизации. Средство к электрону. Электроотрицательность.

Вопросы и задачи

1. Как связана **вероятность нахождения электрона** в некоторой области пространства вокруг ядра с его **волновой функцией Ψ** ? На каком расстоянии от ядра эта вероятность в атоме H (основное состояние) наибольшая? Что такое **атомная орбиталь**?
2. Сравните энергии электрона в **основном состоянии** ионов He^+ и Be^{3+} .
3. Сформулируйте **принцип Паули и правило Хунда**. К каким состояниям (основным или возбужденным) они применимы?
4. Докажите, что максимальное число электронов в каждом электронном слое равно $2n^2$ (n – главное квантовое число).
5. Напишите краткую **электронную конфигурацию** для основного состояния атомов и ионов:
а) Ca, Ca^{2+} ; б) Bi, Bi^{5+} ; в) Co, Co^{2+} ; г) Gd, Gd^{3+} .
6. Определите понятия: **потенциал ионизации, средство к электрону, электроотрицательность атома**.
а) Объясните, почему $I_1(\text{B}) < I_1(\text{Be})$ и $I_1(\text{O}) < I_1(\text{N})$?
б) Как изменяется энергия средства к электрону атомов галогенов F, Cl, Br, I? Объясните эту закономерность.
7. Рассчитайте потенциал ионизации возбужденного атома H с электроном на той же АО, что и внешние электроны Rb и Ag.

1.3. МОЛЕКУЛА

Основные понятия

Химическая связь. Ковалентная (полярная, неполярная) и ионная связи. Энергия и длина химической связи. Связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали (МО), σ - и π -связи. Энергетические диаграммы МО. Кратность (порядок) связи. Структурные формулы многоатомных частиц. Геометрическое строение молекул с точки зрения гибридизации АО и метода отталкивания валентных электронных пар (правила Гиллеспи, дополнение Найхольма). Связывающие и неподеленные электронные пары. Стерическое число. Сопряжение. Дипольный момент.

Вопросы и задачи

1. Приведите примеры соединений с **полярной и неполярной ковалентной** связью; **ионной** связью. Объясните, в чем их различие.
2. Что такое **молекулярная орбиталь**? **Связывающая, несвязывающая и разрыхляющая МО**? Чем отличаются σ - и π -связи?
3. Используя метод МО, определите, как изменяется **порядок связи** для частиц, участвующих в следующих процессах ионизации:
 - а) $O_2 \rightarrow O_2^+ + e$;
 - б) $N_2 + e \rightarrow N_2^-$;
 - в) $NO \rightarrow NO^+ + e$.

Как изменяется длина связи в этих процессах?

4. Сформулируйте правила Гиллеспи и дополнение Найхольма. Для частиц $TeCl_4$; $ClBr_3$; PBr_5 ; SO_3^{2-} ; SF_2 ; ClF_5 изобразите структурные формулы, определите **стерическое число** и геометрическую форму молекул (ионов). Объясните применение дополнения Найхольма для $TeCl_4$ и $ClBr_3$.

- Используя представления о **гибридизации АО**, предложите описание геометрической формы следующих молекул (ионов): BeF_2 , CO_2 , BF_3 , NH_3 , PCl_4^+ , PCl_5 , PCl_6^- .
- От каких главных факторов зависит **распределение электрического заряда в молекуле**? Приведите примеры трехатомных и четырехатомных молекул с отличным от нуля и равным нулю **дипольным моментом**.

Модуль 2

ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ ЧАСТИЦ (200 баллов)

Основные понятия

Электрические и магнитные свойства. Поляризуемость, поляризация вещества, диэлектрическая постоянная. Магнитный момент частиц, парамагнетизм и диамагнетизм.

Состояния многоатомных частиц. Степени свободы частиц. Энергетические уровни – поступательные, вращательные, колебательные, электронные.

Нековалентные взаимодействия: ионов, атомов и молекул (ориентационное, индукционное, дисперсионное). Водородная связь.

Строение и состояние макросистем. Газы идеальные и реальные. Кристаллические и некристаллические твердые тела. Жидкости. Растворы. Параметры состояния и уравнение состояния системы. Внутренняя энергия. Энтропия.

Физические методы исследования строения вещества. Взаимодействие электромагнитного излучения с веществом. Спектры поглощения и испускания атомов и молекул. Электронная и колебательная спектроскопия. Спектроскопия электронного парамагнитного резонанса (ЭПР) и ядерного магнитного резонанса (ЯМР).

Вопросы и задачи

1. Что такое **поляризуемость** частицы? Сравните поляризуемость в рядах:
а) F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 ; б) H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te .
2. Приведите примеры **диамагнитных и парамагнитных частиц**. Чем они отличаются?
3. Какие **виды движения** может совершать:
а) молекула как целое; б) атомы в молекуле?
4. Определите число поступательных, вращательных и колебательных **степеней свободы** для частиц: Cl , CO , BeF_2 , H_2Se , C_2H_2 , C_3H_8 .
5. Перечислите типы **нековалентных** взаимодействий. Какие типы **Ван-дер-Ваальсовых** взаимодействий Вы знаете и в чем их основное различие? В каких случаях возможно образование **водородной связи**? Сравните энергии всех типов нековалентных взаимодействий с энергией ковалентной связи.
6. Почему отличаются **агрегатные состояния** галогенов (Cl_2 , Br_2 , I_2) при обычных условиях?
7. Объясните характер изменения **температур кипения** в ряду: H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te .
8. Расположите следующие вещества, содержащие хлор, в порядке увеличения **температур плавления**: HCl , Cl_2 , $NaCl$, CCl_4 . Объясните выбранный порядок.
9. Что такое **раствор**? Могут ли образовать раствор два газообразных вещества? Два жидких? Два твердых? Твердое и жидкое? Приведите примеры.
10. Напишите **уравнение состояния идеального газа**. Как связаны универсальная газовая постоянная R и число Авогадро N_A ? Какова размерность R для значений 8,31 и 0,082?
11. Что такое **внутренняя энергия**? Сравните (качественно) внутренние энергии следующих систем:
а) 1 моль He при 10 К и 1 моль He при 300 К;

- б) 9 г свинца в состоянии покоя и состоянии движения со скоростью 1000 м/с;
- в) 1 моль атомарного водорода в состоянии $1s^1$ и в состоянии $2s^1$;
- г) 1 моль H_2 и 2 моля H при одинаковых условиях.
12. Как связана **энтропия системы с термодинамической вероятностью макроскопического состояния**? В каких единицах измеряется энтропия? Сравните качественно величину энтропии систем: $H_2O(тв)$, $H_2O(ж)$ и $H_2O(г)$.
13. Каков порядок величин **энергий переходов** при возбуждении электронов ($\Delta E_{эл.}$), колебаний ($\Delta E_{кол.}$), вращений ($\Delta E_{вр.}$) молекул? Как качественно соотносятся эти величины?
14. Что такое **спектр поглощения** молекулы? Как связана энергия кванта с длиной волны, частотой, волновым числом?
15. Переходы между какими состояниями лежат в основе:
- а) **электронной** (видимого света и УФ-) спектроскопии;
 - б) **колебательной** спектроскопии (ИКС);
 - в) **ЯМР-** и **ЭПР-**спектроскопии?

Модуль 3

ОБЩАЯ ТЕОРИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

(200 баллов)

Основные понятия

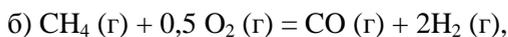
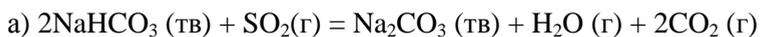
Термодинамическое описание химического процесса. Гомогенные и гетерогенные химические реакции. Стехиометрическое уравнение. Химическая переменная. Первое и второе начала термодинамики. Самопроизвольный процесс. Стандартные функции образования (ΔH_f^o , ΔG_f^o). Стандартные

энтальпия, энтропия и энергия Гиббса реакции ($\Delta_r H^\circ$, $\Delta_r S^\circ$, $\Delta_r G^\circ$). Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье. Константа равновесия. Произведение реакции. Уравнения изотермы и изобары химической реакции.

Термодинамические свойства идеальных растворов. Компонент, химический потенциал компонента. Правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Фазовые равновесия растворов. Законы Рауля и Генри. Понижение точки замерзания и повышение точки кипения растворов. Осмотическое давление.

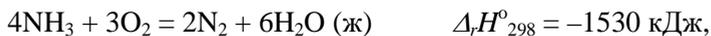
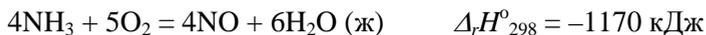
Вопросы и задачи

1. Вычислите предельное значение **химической переменной** для реакций:



если в исходной смеси содержалось по 2 моля каждого из веществ. Укажите, какая из этих реакций является **гомогенной**, а какая – **гетерогенной**.

2. Сформулируйте **первое начало термодинамики**. Что такое **полезная работа**? Определите ΔU , ΔH , Q , W и ΔS при изотермическом расширении 4 г He ($T = 300 \text{ К}$; $p = 1 \text{ атм}$) до $p = 0,5 \text{ атм}$.
3. Докажите, что **закон Гесса** является следствием 1-го начала термодинамики. Используя приведенные ниже данные о **тепловых эффектах реакций** ($\Delta_r H^\circ_{298}$):



вычислите **стандартную энтальпию образования** ($\Delta H^\circ_{f,298}$) NO и сравните полученную величину с табличной.

4. Сформулируйте **второе начало термодинамики**. Определите изменение энтропии при конденсации 10 молей газа A, если изменение энтальпии в процессе $A(\text{г}) = A(\text{ж}) \quad \Delta H = -10RT$ Дж/моль при температуре конденсации T.

5. Что такое **самопроизвольный процесс**? Каковы условия равновесия для **изобарно-изотермического процесса**? Для реакции *a* из п. 1 напишите выражение **произведения реакции** (Π) и **константы равновесия** (K). Как называется состояние, при котором $\Pi = K$?
6. Для реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г}) = 2\text{HBr}(\text{г})$
- напишите **уравнение изотермы химической реакции**,
 - вычислите константу равновесия при 298 К,
 - определите, в каком направлении будет протекать реакция, если начальные давления компонентов следующие: $p^0(\text{H}_2) = 3 \text{ атм}$; $p^0(\text{Br}_2) = 2 \text{ атм}$; $p^0(\text{HBr}) = 1 \text{ атм}$.
7. Сформулируйте **принцип Ле-Шателье**. Объясните его действие на примере экзотермической реакции:
 $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$.
- Напишите уравнение **изобары химической реакции**. Как изменяется константа равновесия для этой реакции с увеличением температуры?
8. Изобразите схематично **фазовую диаграмму** CO_2 . Используя **правило фаз**, опишите эту диаграмму.
9. Оцените **осмотическое давление** и **давление насыщенного пара** для водного раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ при 300 К. Концентрация раствора равна 3,42 мас.%. Давление насыщенного пара над чистой водой при 300 К равно 0,02 атм.
10. Что такое **сольватация**? Какие процессы происходят при растворении в воде: а) $\text{HCl}(\text{г})$, б) $\text{NaCl}(\text{тв})$, в) сахара?

Модуль 4

РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ (200 БАЛЛОВ)

Основные понятия

Кислотно-основные равновесия. Кислота и основание по Аррениусу и Бренстеду. Электролиты. Константа ионизации

(кислотности и основности). Степень диссоциации. Водородный показатель pH . Гидролиз солей. Буферный раствор.

Равновесие между труднорастворимым соединением и его ионами в растворе. Произведение растворимости. Растворимость.

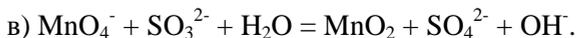
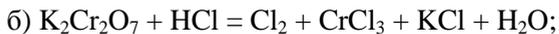
Окислительно-восстановительное равновесие. Окислитель, восстановитель, окисление, восстановление. Электрод, электродный потенциал. Уравнение Нернста. Гальванический элемент. Катодный и анодный процессы. ЭДС гальванического элемента. Направление процесса и условие равновесия.

Вопросы и задачи

1. Дайте определение **кислоты** и **основания** по **Аррениусу** и **Бренстеду**. Для водных растворов уксусной кислоты и аммиака напишите уравнения равновесий, выделите в них сопряженные пары кислота-основание. Почему молекула H_2O в первом случае проявляет основные свойства, а во втором – кислотные?
2. Что такое **константы кислотности** K_a и **основности** K_b ? Почему произведение $K_a \times K_b$ для сопряженной пары кислота-основание в водном растворе равно **ионному произведению воды** K_w ? Тождественны ли понятия **константа ионизации воды** и **ионное произведение воды**?
3. Для 0,011 М водного раствора кислоты HA определите **pH** и **степень диссоциации** кислоты α , если $K_a = 0,1$. Как можно увеличить или уменьшить α ?
4. Определите pH водного раствора, содержащего в 1 литре:
а) 10^{-2} моля HCl ; б) 10^{-9} моля HCl .
5. Для нейтрального водного раствора, содержащего кислоту HA и соль NaA , определите отношение концентраций $[A^-]/[HA]$, если:
а) $pK_a = 5$; б) $pK_a = 8$.
6. Дайте определение реакции **гидролиза** по Аррениусу и Бренстеду. Какие равновесия устанавливаются при растворении NH_4Cl и CH_3COONa в воде? Вычислите **константу гидролиза** этих соединений в водных растворах.

7. Почему pH водных растворов **многоосновных** неорганических **кислот** в основном определяются первой ступенью диссоциации?
8. Что такое **буферный раствор**? Каковы свойства буферных растворов? При каких условиях pH буферной смеси равен:
- pK_a сопряженной кислоты;
 - на 1 больше pK_a сопряженной кислоты?
9. Являются ли буферными растворы, полученные смешиванием одинаковых объемов:
- $1 \cdot 10^{-5}$ М CH_3COOK и 0,1 М CH_3COOH ;
 - 0,1 М CH_3COOH и 0,1 М CH_3COONa ;
 - 0,01 М $NaCl$ и 0,01 М HCl ?
10. Что такое **растворимость** и **произведение растворимости**? Какова размерность этих величин? Найдите растворимость L и концентрацию ионов A^{2+} в насыщенном растворе: а) AX ;
 б) A_3Y_2 . $K_L(AX) = K_L(A_3Y_2) = 10^{-30}$.
11. Найдите численные значения констант равновесия реакций:
- $Mg^{2+} + 2OH^- = Mg(OH)_2$;
 - $Mg^{2+} + 2NH_3 + 2H_2O = Mg(OH)_2 + 2NH_4^+$.
- $K_L(Mg(OH)_2) = 5,5 \cdot 10^{-12}$; $K_b(NH_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
- Для реакции б) рассчитайте равновесные концентрации компонентов и количество образовавшегося осадка $Mg(OH)_2$, если в 1 л начального раствора содержалось 0,1 моля Mg^{2+} и 0,2 моля NH_3 .
12. Найдите растворимость $PbSO_4$ ($K_L = 1 \cdot 10^{-8}$):
- в воде;
 - в 0,01 М растворе Na_2SO_4 .
13. Дайте определение **окислительно-восстановительных реакций**. Расставьте стехиометрические коэффициенты, укажите **сопряженные пары окислитель-восстановитель**,

напишите отдельно **полуреакции окисления и восстановления** для реакций:



14. Что такое **электрод**? Напишите **уравнение Нернста** для электродного потенциала. Что значит понятие **стандартный электродный потенциал E^0** ? Как его измерить? Какова его размерность?
15. Как связана ЭДС окислительно-восстановительного процесса с энергией Гиббса реакции? Для реакции $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$ напишите полуреакции окисления-восстановления. Используя E^0 полуреакций, рассчитайте стандартную ЭДС (ΔE^0), стандартную энергию Гиббса реакции ($\Delta_r G^0$) и константу равновесия K реакции при $T = 298 \text{ K}$.
16. Две серебряные пластины погружены в два 0,1 М водных раствора AgNO_3 и соединены в **концентрационный гальванический элемент**. Определите ЭДС элемента. Как изменится ЭДС элемента, если:
- а) разбавить один из растворов в 10 раз;
- б) добавить NaCl в один из растворов.

Модуль 5

КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ (200 баллов)

Основные понятия

Скорость химической реакции и скорость по компоненту. Порядок реакции и порядок по компоненту. Константа скорости реакции. Кинетическое уравнение. Механизм химической реакции. Элементарные реакции. Молекулярность реакции. Температурная

зависимость константы скорости. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Предэкспоненциальный множитель. Активированный комплекс. Катализ. Индукция. Цепные реакции.

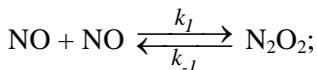
Вопросы и задачи

1. Определите понятия **скорость химической реакции** и **скорость по компоненту**.
2. Для реакции $A \rightarrow B$ изобразите **кинетические кривые** для A и B . Каким образом из этих кривых можно вычислить скорость реакции в произвольный момент времени t ?
3. Укажите основные факторы, которые влияют на скорость реакции.
4. Для реакции $A + B \rightarrow$ продукты известны следующие экспериментальные данные:

№ эксперимента	C_A , моль/л	C_B , моль/л	V , моль/л·мин
1	0,0836	0,202	$0,52 \cdot 10^{-4}$
2	0,0836	0,404	$2,08 \cdot 10^{-4}$
3	0,0418	0,404	$1,04 \cdot 10^{-4}$

Из этих данных определите: а) **порядок реакции** и **порядок по каждому реагенту**; б) **константу скорости** реакции. Напишите **кинетическое уравнение**.

5. Во сколько раз по сравнению с начальной изменится скорость реакции $A \rightarrow B$ после ее протекания на 70 %, если порядок по A : а) нулевой; б) первый; в) второй?
6. Сравните понятия **молекулярность** и **порядок реакции**.
Для реакции: $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ предполагаемый **механизм** включает следующие стадии:
а) быстро устанавливающееся равновесие



Выведите кинетическое уравнение для скорости образования NO_2 в квазиравновесном приближении.

7. Как зависит константа скорости реакции от температуры? Что такое **энергия активации**? Изобразите графически зависимость энергии системы $A + B \rightleftharpoons C + D$ от **координаты реакции** для **эндо-** и **экзотермической реакции**. Как называется **состояние**, соответствующее **максимуму энергии**? Укажите на этой зависимости энергию активации прямой реакции, обратной реакции и тепловой эффект реакции.
8. Определите понятия **катализ**, **катализатор**. Как влияет катализатор на процесс достижения равновесия? Изменяется ли значение константы равновесия при введении в систему катализатора?
9. Определите понятия: **химическая индукция**, **сопряженные реакции**, **индуктор**.

Синтез белка из аминокислот сопровождается увеличением энергии Гиббса. Почему биосинтез белка в клетке протекает самопроизвольно? Что является индуктором биосинтеза белка?

10. Дайте определение **цепной реакции**.

Реакция $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ протекает по цепному механизму:

- а) $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}\bullet$
 б) $\text{Cl}\bullet + \text{H}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{H}\bullet$
 в) $\text{Cl}_2 + \text{H}\bullet \rightarrow \text{HCl} + \text{Cl}\bullet$
 г) $\text{Cl}\bullet + \text{Cl}\bullet + \text{M}^* \rightarrow \text{Cl}_2$

M^* - третья частица или стенка сосуда.

Выделите и назовите основные стадии, которые присутствуют в любой цепной реакции. Предложите простой способ резкого замедления цепной газофазной реакции.