

Министерство сельского хозяйства РФ

ФГБОУ ВПО «Брянская государственная
сельскохозяйственная академия»

Кафедра химии

ОСНОВНЫЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Издание третье

Брянск 2014

УДК 546 (07)

ББК 24.1

М 29

Мартынова Е.В. **Основные закономерности протекания химических реакций:** пособие для аудиторной и внеаудиторной работы студентов (издание третье, дополненное). / Е.В. Мартынова, Г.В. Чекин, Т.Л. Талызина, В.В. Талызин. – Брянск: Изд-во Брянской ГСХА, 2014. – 68 с.

Пособие предназначено для укрупненных групп направлений подготовки: 350000, 360000, 200000, 190000 (по направлениям подготовки, реализуемым в рамках образовательной деятельности Брянской государственной сельскохозяйственной академии)

Рецензент: к.х.н., доцент С.В. Кузнецов

*Рекомендовано к изданию решением методических комиссий:
Агроэкологического института протокол № 5 от 17.06.14 г;
Института ветеринарной медицины и биотехнологии № 8 от 18.06.14 г;
Инженерно-технологического факультета № 9 от 20.06.14 г.*

© Брянская ГСХА, 2014

© Мартынова Е.В., 2014

© Чекин Г.В., 2014

© Талызина Т.Л., 2014

© Талызин В.В., 2014

Содержание

Основные понятия термодинамики.....	4
Основные понятия химической кинетики.....	15
Лабораторная работа №2.	
Определение теплового эффекта химической реакции.....	20
Лабораторная работа № 3	
Изучение зависимости скорости химической реакции от условий ее проведения.....	23
Задачи и упражнения.....	25
Задания для автоматизированного тестового контроля.....	46
Рекомендуемая литература.....	62
Приложения.....	63

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ТЕРМОДИНАМИКИ

Термодинамика – это наука, которая изучает общие закономерности превращения одних видов работы и энергии в другие.

Химической термодинамика – часть термодинамики, которая рассматривает превращения энергии и работы при химических реакциях.

Энергия – качественная мера движения материи.

Теплота (Q) и работа (A) – формы передачи энергии; отличаются тем, что теплота передаётся путём хаотического, а работа – направленного движения частиц.

Система – часть материального мира или материальный объект, обособленный мысленно или физически от окружающей среды.

Гомогенная (однородная) система – система, образованная веществами, находящимися в одном и том же агрегатном состоянии; поверхность раздела между веществами отсутствует, свойства системы в любой её точке одинаковы или изменяются непрерывно.

Гетерогенная (неоднородная) система – система, состоящая из двух или нескольких фаз – однородных частей, разделённых поверхностью раздела, при переходе через которую свойства системы изменяются скачком.

Изолированная система – система, которая с окружающей средой не обменивается ни энергией, ни веществом.

Закрытая система – система, которая с окружающей средой обменивается только энергией, но не веществом.

Открытая система – система, которая с окружающей средой обменивается энергией и веществом.

Термодинамические параметры системы – измеряемые свойства системы, которые характеризуют её состояние.

Интенсивные термодинамические параметры – параметры, величина которых не зависит от размера системы (температура, давление, концентрация, поверхностное натяжение, химический и электрохимический потенциалы и др.).

Экстенсивные термодинамические параметры – параметры, величина которых прямо пропорционально зависит от размеров системы и каждой её фаз (если система гетерогенна). Такими параметрами являются площадь, объём, длина, масса.

Термодинамическое равновесие системы – состояние, при котором в любой точке системы значения параметров одинаковы (одна и та

же концентрация, температура, давление и т.д.), и эти параметры самопроизвольно – без внешних воздействий – не изменяются во времени. Наиболее вероятное состояние системы.

Термодинамический процесс – переход из одного состояния в другое.

Обратимый процесс – идеальное понятие, вводимое термодинамикой, обозначает прохождение процесса через ряд равновесных состояний: 1) изменения в системе при обратимом процессе соответствуют приложенным усилиям (при малых воздействиях - малые изменения); 2) при обратимом возвращении системы в исходное состояние энергетических изменений ни в ней, ни в окружающей среде не происходит; 3) полезная работа обратимого процесса является максимальной. Пример: изотермическое расширение газов, плавление кристаллических тел, химическая реакция, находящаяся в состоянии равновесия.

Необратимый термодинамический процесс – превращение, при котором переход системы из исходного состояния в конечное и обратно вызывает в самой системе или окружающей среде устойчивые изменения. Например, переход теплоты от более теплого тела к более холодному.

Самопроизвольный процесс – осуществляется без какого-либо воздействия со стороны окружающей среды. Протекает всегда необратимо.

Термодинамические функции состояния – это функции, значения которых в термодинамическом процессе зависят только от начального и конечного состояния системы и не зависят от пути перехода из первого состояния во второе, а также от того, обратимо или необратимо протекает процесс (U – внутренняя энергия, H – энтальпия, S – энтропия, G – энергия Гиббса).

Первый закон термодинамики (середина XIX в, работы Ю.Р. Майера, Дж.П. Джоуля, Г. Гельмгольца).

Формулировки закона: 1) В изолированной системе сумма всех видов энергии постоянна. 2) Энергия не исчезает бесследно и не возникает из ничего, а лишь переходит из одной формы в другую в строго эквивалентных количествах.

Внутренняя энергия U , кДж – суммарный запас энергии системы, состоящий из энергии поступательного и вращательного движения молекул, колебательного движения атомов, энергии движения электронов и энергии системы как макротела.

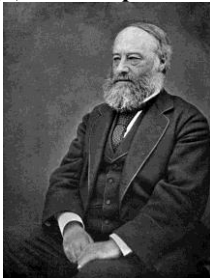
Юлиус Роберт фон Майер 25 ноября 1814, – 20 марта 1878



Немецкий врач и естествоиспытатель. Изучал медицину в Тюбингене, Мюнхене и Париже. В 1840 в качестве судового врача совершил путешествие на остров Яву; по возвращении поселился в родном городе. Майер – один из первых указал на эквивалентность затрачиваемой работы и производимого тепла и тем обосновал первый закон термодинамики; он же впервые рассчитал, исходя из теоретических оснований,

механический эквивалент тепла. Работа эта долго оставалась незамеченной, и лишь в 1862 году Клаузиус и Тиндаль обратили внимание на это исследование Майера и на дальнейшие его работы.

Джеймс Прескотт Джоуль 24 декабря 1818, – 11 октября 1889 г.



Английский физик, пивовар. Джоуль изучал природу тепла и обнаружил её связь с механической работой. Это привело к теории сохранения энергии, что, в свою очередь, привело к разработке первого закона термодинамики. В честь Джоуля названа единица измерения энергии – Джоуль. Он работал с лордом Кельвином над абсолютной шкалой температуры, открыл связь между током, текущим через проводник с определённым сопротивлением и выделяющимся при этом теплом, названный законом Джоуля.

До 15-ти лет Джеймс Джоуль воспитывался в семье отца, богатого пивовара; затем работал на заводе, изучая в то же время математику, химию и физику под руководством Джона Дальтона. Первые работы Джеймса Джоуля, относящиеся к 1838 - 1840 годам, касаются исследования законов электромагнетизма. Изучая тепловые действия токов, Дж. Джоуль в 1843 году пришёл к убеждению в существовании предсказанной Ю. Майером определённой зависимости между работой и количеством произведённого ею тепла и нашёл численное соотношение между этими величинами – механический эквивалент тепла.

В 1854 году Джоуль продаёт оставшийся ему от отца завод и всецело посвящает себя науке. Неумолимо работая всё в той же области, Джеймс Джоуль до смерти обнаружил 97 научных работ, из которых около 20 сделаны совместно с В. Томсоном и Л. Плэфэром; большинство из них касаются приложения механической теории тепла к теории газов, молекулярной физике и акустике и принадлежат к классическим работам по физике.

Герман Людвиг Фердинанд фон Гельмгольц

31 августа 1821, – 8 сентября 1894



Отец Фердинанд Гельмгольц служил учителем гимназии; мать его Каролина, происходила из английской семьи, переселившейся в Германию. Герман фон Гельмгольц получил первоначальное образование в Потсдамской гимназии, а затем в 17 лет поступил студентом в королевский медико-хирургический институт, который окончил в 1842 году, защитив докторскую диссертацию.

Деятельность Гельмгольца как профессора, распадается на деятельность профессора физиолога до 1871 года и профессора физики с 1871 до 1894 года.

В своих первых научных работах при изучении процессов брожения и теплообразования в живых организмах Гельмгольц приходит к формулировке закона сохранения энергии. В его книге «О сохранении силы» (1847) он формулирует закон сохранения энергии строже и детальнее, чем Р. Майер в 1842 году, и тем самым вносит существенный вклад в признание этого оспариваемого тогда закона. Позже Гельмгольц формулирует законы сохранения энергии в химических процессах и вводит в 1881 году понятие свободной энергии – энергии, которую необходимо сообщить телу для приведения его в термодинамическое равновесие с окружающей средой ($F=U-TS$, где U есть внутренняя энергия, S – энтропия, T – температура).

С 1842 по 1852 занимается изучением роста нервных волокон. Параллельно Гельмгольц активно изучает физиологию зрения и слуха, создает концепцию «бессознательных умозаключений», согласно которой актуальное восприятие определяется уже имеющимися у индивида «привычными способами», за счёт чего сохраняется постоянство видимого мира, при этом существенную роль играют мышечные ощущения и движения. Он разрабатывает математическую теорию для объяснения оттенков звука с помощью обертонов. Гельмгольц способствует признанию теории трёхцветового зрения Т. Юнга, изобретает в 1850 году офтальмоскоп для изучения глазного дна. Установлением законов поведения вихрей для вязких жидкостей Гельмгольц закладывает основы гидродинамики. Математическими исследованиями таких явлений как атмосферные вихри, грозы и глетчеры Гельмгольц закладывает основы научной метеорологии. Много работ посвятил Гельмгольц обоснованию всеобщности принципа наименьшего действия.

Математическое выражение первого закона термодинамики – изменение внутренней энергии системы равно разности между количеством сообщенного системе тепла (Q) и количеством совершенной системой работы (A):

$$\Delta U = Q - A$$

В изохорных процессах ($V = \text{const}$, $\Delta V = 0$, $A = P \cdot \Delta V = 0$) первый закон термодинамики принимает вид: $Q_V = \Delta U$, где Q_V – теплота процесса при постоянном объеме.

В изобарных процессах ($P = \text{const}$) теплота расходуется как на изменение внутренней энергии системы, так и на совершение работы, затраты тепловой энергии больше, чем в изохорном процессе.

$$Q_P = \Delta U + P \cdot \Delta V = \Delta(U + P \cdot V) = \Delta H, \text{ где}$$

Q_P – теплота процесса при постоянном давлении, ΔH – изменение энтальпии в ходе процесса.

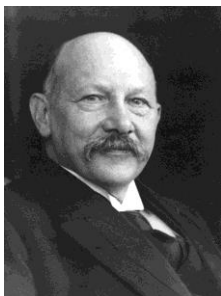
Энтальпия (от греч. *enthálpō* – нагреваю) **H**, кДж – функция состояния, равная сумме внутренней энергии и произведению объема на давление.

$$\Delta H = U + P \cdot V$$

Изменение энтальпии системы характеризует изменение энергии в изобарном процессе и не зависит от пути процесса.

Термин «энтальпия» предложен Х. Камерлинг-Оннесом.

Камерлинг-Оннес Хейке 21 сентября 1853, – 21 февраля 1926



Нидерландский физик и химик. Доктор философских наук (1879). Профессор Лейденского университета (1882-1924). С целью получения жидкого гелия организовал в Лейденском университете специально оборудованную криогенную лабораторию, которая стала мировым центром физики низких температур и была названа его именем. Здесь он впервые достиг температур, близких к абсолютному нулю. В 1908 впервые получил жидкий гелий. Изучал физические свойства различных веществ при низких температурах, в частности

ртути, свинца, олова и др. металлов. В 1911 при исследовании электрического сопротивления ртути обнаружил, что при температуре 4,1 К сопротивление исчезает. Это явление было названо сверхпроводимостью. Ему принадлежат также работы по термодинамике, магнитооптике, радиоактивности. Нобелевская премия (1913).

Термохимия. Расчёт тепловых эффектов химических реакций.

Герман Иванович Гесс

26 июля (7 августа) 1802 – 30 ноября (12 декабря) 1850



Русский химик, академик Петербургской Академии наук (1834).

Родился в городе Женева. Был сыном художника, поэтому всю жизнь, помимо химии, занимался живописью.

В Россию приехал с родителями в 1805 году, а в 15 лет Герман Гесс уезжает в Тарту. Там он учится сначала в частной школе, потом в гимназии, которую заканчивает в 1822 году. После гимназии учился в Дерптском университете на медицинском факультете, где изучал химию у профессора Г. Озанна. В 1825 году защитил диссертацию на доктора медицины. По окончании университета Герману Гессу, при помощи Готтфрида Озанна, предоставили полугодовую командировку в лабораторию Йёенса Берцелиуса в Стокгольме. Там Герман Гесс закончил начатый им в университетской лаборатории анализ химического состава обсидиана, минерала вулканического происхождения. После прибытия в Дерпт из Стокгольма был откомандирован в Иркутск, где сочетал работу врача, специалиста по разным болезням, с участием в экспедиции, собиравшей минералы довольно далеко от места его основной работы — на склонах Уральских гор.

В конце 1820-х — начале 1830-х годов Герман Гесс обучал основам химии будущего императора Александра II.

В 1828 году Гессу было присвоено звание адъюнкта, а, получив приглашение в Петербург, в 1830 году избран в Академию наук.

В том же году он получил кафедру химии в Петербургском технологическом институте, оборудовав химическую лабораторию, всю свою жизнь (до кончины в 1850 году) вёл напряжённую научную работу, прерываемую лишь лекциями в различных петербургских учебных заведениях. Наряду с химическими исследованиями, Гесс занимался литературной деятельностью. В Петербурге он подружился с Владимиром Фёдоровичем Одоевским. Вместе они печатались в журнале «Современник». Гесс пытался популяризировать химию как науку в России. В фантастической повести «4338» о развитии науки в России Гесс пророчески описывает электричество, воздушный транспорт, электромагнитный телеграф и атомную энергию.

Г. Гесс известен как один из основоположников термохимии. В 1840 открыл закон постоянства сумм тепла (закон Гесса). В 1842 установил правило термонейтральности, согласно которому при смешении солевых растворов не происходит выделения тепла. Открыл

и затем определил (в 1830-1834 годы) состав новых четырех минералов – фольбортита, вертита гидроборацита и уваровита. Предложил в 1833 году способ получения теллура из теллурида серебра – минерала, который был им впервые изучен.

Герман Гесс занимался также вопросами методики преподавания химии. Его учебник «Основания чистой химии» (1831 год) был переиздан семь раз (последнее – в 1849 году). В этом учебнике учёный использовал разработанную им русскую химическую номенклатуру. Под названием «Краткий обзор химического именословия» она вышла отдельным изданием в 1835 году (в работе которой принимали также участие С. А. Нечаев из Медико-хирургической академии, М. Ф. Соловьёв из Петербургского университета и П. Г. Соболевский из Горного института). Потом эта номенклатура была дополнена Дмитрием Ивановичем Менделеевым и во многом сохранилась до наших дней.

В 1840-х годах Гесс по поручению российского правительства занимался вопросами спиртометрии. Ему принадлежит конструкция спиртомера, которая в течение многих лет использовалась в Российской империи; крепость напитков измерялась в градусах по Гессу, нулевой точкой отсчёта шкалы был «полугар» (38 % спирта по объёму).

Тепловой эффект реакции – теплота, выделяемая или поглощаемая в ходе реакции, протекающей самопроизвольно. Если теплота выделяется, то реакция *экзотермическая* ($Q_p > 0$, $\Delta H < 0$), если поглощается – реакция *эндотермическая* ($Q_p < 0$, $\Delta H > 0$).

Теплота образования вещества (ΔH_f^0 , кДж) – тепловой эффект реакции образования 1 моля сложного вещества из простых веществ, устойчивых в стандартных условиях. Теплоты образования простых веществ принимаются равными нулю.

Теплота сгорания ($\Delta H_{\text{сгорания}}$, кДж) – тепловой эффект реакции окисления 1 моля вещества до высших оксидов при стандартных условиях.

Закон Гесса – тепловой эффект химических реакций, протекающих при постоянном объёме или при постоянном давлении, зависит только от вида и состояния исходных веществ и конечных продуктов и не зависит от промежуточных реакций.

Следствие из закона Гесса – тепловой эффект химической реакции равен разности между суммой теплот (энтальпий) образования продуктов реакции и суммой теплот (энтальпий) образования исходных веществ.

$$\Delta H_{\text{реакции}} = \sum \Delta H_f^0 (\text{продукты реакции}) - \sum \Delta H_f^0 (\text{исходные вещества})$$

Второй закон термодинамики (середина XIX в, работы Р. Клаузиуса, У. Томсона)

Энтропия (от др.-греч. ἐντροπία - поворот, превращение) S , Дж/моль·К – мера беспорядка (хаоса) в системе.

– мера вероятности осуществления какого-либо макроскопического состояния: $S = k \cdot \ln W$

k - постоянная Больцмана;

W – вероятность существования системы.

– это отношение полученной или отданной теплоты к температуре, при которой происходил этот процесс: $S = Q_T/T$

Понятие энтропии впервые было введено Р. Клаузиусом в термодинамике в 1865 году для определения меры необратимого рассеивания энергии, меры отклонения реального процесса от идеального.

Рудольф Юлиус Эммануэль Клаузиус 2 января 1822 – 24 августа 1888

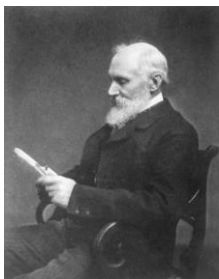


Немецкий физик и математик. Университетское образование получил в Берлине, занимал кафедру физики в цюрихских артиллерийской и политехнической школах (1855 г.). Профессором университета состоял с 1857 года в Цюрихе, в 1867 г. перешёл в Вюрцбург и, наконец, с 1869 г. был профессором в Бонне. 19 мая 1865 г., за научные исследования, был избран членом-корреспондентом французской академии наук. Славу Клаузиусу создали его работы по теоретической термодинамике, до него бывшей в младенческом периоде развития; лишь благодаря трудам Клаузиуса, одновременно с работами Джоуля, Гельмгольца и Ренкина, термодинамика получила окончательную разработку. Так, им были усовершенствованы аналитические доказательства и, что особенно важно, Клаузиус предложил одну из формулировок второго начала термодинамики, известную сейчас как формулировка Клаузиуса. Клаузиус доказал и несколько новых теорем в механической теории тепла, которые носят его имя. Им же было введено понятие энтропии. Благодаря ясности изложения Клаузиуса механическая теория тепла в самом начале своего развития стала применяться к объяснению явлений из совершенно другой области научного знания. Так, в 1867 г. устанавливается аналогия между испарением и разложением химических соединений. Кроме указанных исследований, Клаузиус известен также работами по упругости тел, по оптике и динамическому электричеству.

Формулировки второго закона термодинамики

- 1) в изолированных системах самопроизвольно могут протекать только такие процессы, при которых энтропия системы возрастает;
- 2) процессы самопроизвольно идут от менее вероятного состояния к более вероятному.

Томсон, лорд Кельвин Уильям 26 июня 1824 – 17 декабря 1907



Английский физик, один из основателей термодинамики и кинетической теории газов, член Лондонского королевского общества (с 1851, в 1890-95 президент). В 1834-45 учился в университетах Глазго и Кембриджа. В 1845-1846 работал в Париже у А. В. Реньо; в 1846-99 профессор университета в Глазго. В 1892 за научные заслуги получил титул лорда Кельвина.

Ещё студентом Томсон опубликовал ряд работ по приложению рядов Фурье к различным разделам физики. В 1845 он разработал электрический метод получения изображений, затем под влиянием Дж. П. Джоуля занялся фундаментальными проблемами теории теплоты, предложил абсолютную шкалу температур (1848), дал одну из формулировок второго начала термодинамики (1851) и ввёл понятие рассеяния энергии. Высказал гипотезу "тепловой смерти" Вселенной. В 1851 обнаружил изменение электрического сопротивления ферромагнетиков при их намагничивании. В 1853-54 совместно с Джоулем открыл эффект охлаждения газа при его адиабатическом расширении, а также развил термодинамическую теорию термоэлектрических явлений и в 1856 предсказал явление переноса тепла электрическим током. В связи с проблемой осуществления телеграфной связи по трансатлантическому кабелю разрабатывал теорию электромагнитных колебаний и вывел формулу зависимости периода колебаний контура от его ёмкости и индуктивности. Большое значение в формировании атомистических представлений имел произведённый Томсоном расчёт размеров молекул на основе измерений поверхностной энергии плёнки жидкости. В 1870 установил зависимость упругости насыщенного пара от формы поверхности жидкости. Занимался также различными вопросами гидродинамики (теория приливов, распространение волн по поверхности), астрофизики (теория происхождения зодиакального света), геофизики (теория охлаждения земного шара) и т.д. Сконструировал и усовершенствовал ряд физических приборов.

Вычисление энтропии:

$$\Delta S_{\text{реакции}} = \sum S_f^0 (\text{продукты реакции}) - \sum S_f^0 (\text{исходные вещества}).$$

Свободная энергия Гиббса (ΔG , кДж) – это часть внутренней энергии, за счёт которой может быть совершена работа:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Вычисление энергии Гиббса:

1) $\Delta G_{\text{реакции}} = \sum \Delta G_f^0 (\text{продукты реакции}) - \sum \Delta G_f^0 (\text{исходные вещества}).$

2) по величине константы равновесия реакции K , пользуясь уравнением:

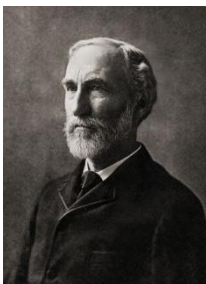
$$\Delta G = -RT \ln K$$

3) по величине ЭДС соответствующего гальванического элемента E , в котором данная химическая реакция используется для получения электрического тока:

$$\Delta G = -nFE, \text{ где}$$

n – заряд ионов; F – постоянная Фарадея.

Гиббс Джозайя Уиллард 11 февраля 1839 – 28 марта 1903



Американский физик-теоретик, один из основоположников термодинамики и статистической механики. Окончил Йельский университет (1858). В 1863 получил степень доктора философии в Йельском университете, с 1871 профессор там же. Систематизировал термодинамику и статистическую механику, завершив их теоретическое построение. Уже в первых своих статьях Г. развивает графические методы исследования термодинамических систем, вводит трёхмерные диаграммы и получает соотношения между объёмом, энергией и энтропией вещества. Дж. Гиббс обобщил принцип энтропии, применяя второе начало термодинамики к широкому кругу процессов, и вывел фундаментальные уравнения, позволяющие определять направление реакций и условия равновесия для смесей любой сложности. Теория гетерогенного равновесия нашла широкое практическое применение. В трудах Дж. Гиббс проявились замечательно точная логика, тщательность в отделке результатов. В его работах до сих пор не обнаружено ни одной ошибки, все его идеи сохранились в современной науке.

Следствие из второго закона термодинамики – при самопроизвольных процессах энтропия изолированной или закрытой системы стремится к максимуму, а свободная энергия Гиббса – к минимуму ($\Delta S > 0$; $\Delta G < 0$).

Энергия Гиббса служит критерием самопроизвольного протекания химической реакции:

$\Delta G < 0$ – реакция протекает самопроизвольно в прямом направлении;

$\Delta G = 0$ – система находится в динамическом равновесии;

$\Delta G > 0$ – реакция не может протекать самопроизвольно в прямом направлении, но возможна в обратном.

Третий закон термодинамики (В. Нернст, 1906 г)

При температуре, стремящейся к абсолютному нулю, изменение энтропии всякой системы стремится к нулю, а само значение энтропии к некоторому постоянному пределу.

Гипотеза М. Планка (1911 г): Энтропия чистого вещества в состоянии идеального кристалла при 0 К (абсолютном нуле) равна нулю.

Нернст Вальтер Фридрих Герман 25 июня 1864 г – 18 ноября 1941 г.



Немецкий физик и физико-химик, один из основателей современной физической химии. В 1883-87 учился в университетах Цюриха, Берлина, Граца и Вюрцбурга; специализировался по физике у Л. Больцмана и Ф. Кольрауша. Под влиянием С. Аррениуса решил посвятить себя физической химии и в 1887 поступил на должность ассистента у В. Оствальда в Лейпцигском университете. В 1890 приват-доцент и с 1891 профессор Гёттингенского университета, в 1896 основал при университете Физико-химический институт; в 1902—1933 профессор Берлинского университета, там же директор института химии (1905-22) и института физики (1924-33).

В дипломной работе, выполненной в лаборатории А. Эттингсхаузена, Н. описал обнаруженный им эффект возникновения разности потенциалов в помещенной в магнитное поле металлической пластинке, через которую проходит тепловой поток. В 1888-89 установил связь между подвижностью ионов и коэффициента диффузии электролитов, что послужило основой для созданной им теории электродвижущих сил гальванических элементов. В 1890 был открыт закон распределения. В 1894 показал, что диссоциирующая способность растворителя тем больше, чем выше значение его диэлектрической проницаемости, и обнаружил явление электрострикции. Изучая тепловые процессы при низких температурах, он пришёл к формулировке третьего начала термодинамики. Нернст дал физико-химическую основу для промышленного получения азотной кислоты, исходя из атмосферного азота, а в 1905-07 синтезировал аммиак из азота и водорода при высоких температурах и давлении с применением марганца как катализатора. В. Нернст был членом многих академий, в том числе почётным членом АН СССР (1927). Нобелевская премия (1920).

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ

Химическая кинетика – это учение о скорости химических реакций, её механизме и закономерностях протекания во времени.

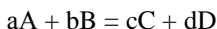
Скорость химической реакции (v , моль/л·с) – изменение концентрации одного из веществ реакции в единицу времени.

$$v = \pm \Delta C / \Delta t = \pm C_2 - C_1 / t_2 - t_1$$

Элементарная реакция – реакция, которая протекает непосредственно при столкновении молекул или при их распаде.

Сложная реакция – реакция, которая состоит из нескольких элементарных реакций (стадий). Совокупность элементарных стадий называется механизмом сложной реакции. Скорость сложной реакции определяется скоростью самой медленной стадии.

Закон действующих масс (К. Гульдберг, П. Вааге, 1867) – скорость химической реакции при постоянной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.



$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

k – константа скорости реакции,

$[A]$, $[B]$ – концентрации веществ А и В,

a , b – коэффициенты в уравнении реакции.

Петер Вааге (правильнее – *Воге*) 29 июня 1833 г. – 13 января 1900 г.



Норвежский химик. Изучал медицину и минералогию в университете Кристиании (ныне Осло); после окончания университета изучал химию в Германии и Франции. Вернувшись в Норвегию, в 1861 г. становится заведующим химической лабораторией, а с 1862 г. – профессором университета в Кристиании. Основные научные работы Вааге относятся к химической кинетике и химической термодинамике; исследования он проводил совместно с К. М. Гульдбергом. В 1864-1867 гг. они установили закон действующих масс, который является одним из основных положений теории химического равновесия.

Гульдберг Като Максимилиан 11 августа 1836 г – 14 января 1902 г.



Норвежский математик и физико-химик. С 1869 профессор прикладной математики университета в Кристиании (ныне Осло). Совместно с П. Вааге (1864-67) открыл закон действующих масс. В 1870 высказал принцип подвижного равновесия для частного случая зависимости растворимости от давления.

Константа скорости реакции – коэффициент пропорциональности в кинетическом уравнении. Физический смысл константы скорости реакции k следует из уравнения закона действующих масс: k численно равна скорости реакции при концентрации каждого из реагирующих веществ равной 1 моль/л.

Правило Вант-Гоффа – при увеличении температуры на каждые 10°C скорость химической реакции увеличивается в 2 – 4 раза.

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{t_2 - t_1/10}$$

v_2 – скорость реакции при температуре t_2 ;

v_1 – скорость реакции при температуре t_1 ;

t_2 – конечная температура реакции;

t_1 – начальная температура реакции;

γ – температурный коэффициент.

Вант-Гофф Якоб Хендрик 30 августа 1852 г. – 1 марта 1911 г.



Голландский химик, один из основателей современной физической химии и стереохимии. В 1871 окончил Политехническую школу в Делфте, после чего работал в Лейдене, Бонне (у А. Кекуле) и Париже (у А. Вюрца). В 1874 защитил в Утрехтском университете докторскую диссертацию. С 1876 доцент Ветеринарной школы в Утрехте, а с 1878 профессор химии, минералогии и геологии Амстердамского университета. С 1896 профессор Берлинского университета и член Прусской АН. С 1895 иностранный член-корреспондент Петербургской АН.

В 1874-75 впервые изложил теорию пространственного расположения атомов в молекулах органических соединений, лежащую в основе современной стереохимии. Им были созданы или значительно расширены: химическая кинетика, термодинамика химических реак-

ций, теория разбавленных растворов и учение о равновесиях в водно-солевых системах. Основываясь на исследованиях Н. А. Меншуткина, В. установил, что скорость реакции, в случае если превращение испытывает только одна молекула, пропорциональна концентрации реагирующего вещества, а в случае если в реакции участвуют 2 или 3 молекулы, — произведению их концентраций. Я. Вант-Гоффу принадлежит одно из основных уравнений химической термодинамики, которое выражает зависимость константы равновесия от температуры реакции и показывает, что эта зависимость определяется тепловым эффектом реакции. Он вывел формулу, выражающую константу равновесия через изменение энергии Гиббса. Тем самым закон действующих масс для химического равновесия получил термодинамическое обоснование.

В 1885-89 появились работы Я. Вант-Гоффа посвященные разбавленным растворам. В 1890 он распространил свои представления о растворах также и на твёрдые тела, введя новое понятие – твёрдые растворы. Почти одновременно с работами по разбавленным растворам В. вместе со своими учениками начал ряд исследований насыщенных солевых растворов. Установленные Я. Вант-Гоффом закономерности, экспериментальные методы исследования и примененные им аналитические, термодинамические и геометрические принципы сыграли большую роль в дальнейшем развитии химии. Первая Нобелевская премия по химии (1901 г.).

Уравнение Аррениуса – описывает зависимость константы скорости от температуры:

$$k(T) = A \cdot e^{-E_a/RT}$$

A – постоянная, зависящая только от природы реагирующих веществ; R – универсальная газовая постоянная; E_a – энергия активации реакции.

Аррениус Сванте Август 19 февраля 1859 г. – 2 октября 1927г.



Шведский физико-химик, член Шведской АН (1901), почётный член академий и обществ многих стран, в том числе АН СССР (1926), почётный доктор университетов в Кембридже, Оксфорде, Бирмингеме и др. Автор теории электролитической диссоциации. Окончил Упсальский университет, с 1882 работал в Физическом институте АН в Стокгольме, с 1895 профессор Стокгольмского университета, с 1905 директор Нобелевского института. Начав с 1882 изучение электропроводности разбавленных водных растворов кислот и других электролитов, в 1887 пришёл к выводу, что молекулы

их при растворении распадаются на электрически заряженные частицы – ионы. Теория электролитической диссоциации объяснила связь между явлениями, стоявшими, казалось бы, далеко друг от друга, например между электрической проводимостью и реакционной способностью электролитов. Она послужила основой для дальнейших работ в области растворов В. Оствальда, Я. Вант-Гоффа и др. Поскольку растворы широко распространены в природе и занимают важное место в практической деятельности, открытие С. Аррениуса помогло объяснить сложные вопросы не только в области физики и химии, но и биологии, геологии и др. С. Аррениусу принадлежат важные открытия в области учения о скоростях химических реакций, им дано уравнение, связывающее скорость реакции с температурой (1889). Нобелевская премия (1903).

Энергия активации (E_a , кДж) – энергия, которой должны обладать сталкивающиеся молекулы, чтобы столкновение привело к химическому превращению.

Катализ – изменение скорости химической реакции в присутствии катализаторов.

Катализатор – вещество, которое в незначительных количествах увеличивает скорость химической реакции, не изменяя после её окончания своего химического состава и количества.

Гомогенный катализ – катализатор и исходные вещества находятся в одной фазе.

Гетерогенный катализ – катализатор и исходные вещества находятся в разных фазах.

Обратимые реакции – химические реакции, которые при одних и тех же условиях могут идти как в прямом, так и в обратном направлениях.

Необратимые реакции – химические реакции, которые идут практически до конца в одном направлении (образование осадка, газа или воды).

Химическое равновесие – состояние системы, в котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции. При химическом равновесии концентрации веществ остаются неизменными. Химическое равновесие имеет динамический характер: это означает, что и прямая и обратная реакции при равновесии не прекращаются.

Константа равновесия – отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ при постоянной температуре. При этом концентрации веществ возводят в степени, равные стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

Принцип Ле Шателье (1884 г.) – если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывать внешнее воздействие, то

равновесие сместится в сторону преимущественного протекания того процесса, который ослабляет произведённое воздействие.

а) влияние концентрации вещества на химическое равновесие:

увеличение концентрации исходных веществ ускоряет прямую реакцию (химическое равновесие смещается вправо), увеличение концентрации продуктов реакции ускоряет обратную реакцию (химическое равновесие смещается влево).

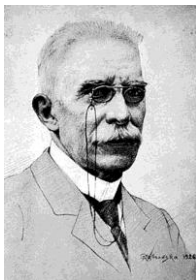
б) влияние давления на химическое равновесие:

увеличение давления смещает равновесие в сторону меньшего количества молей газообразных веществ – участников реакции; уменьшение давления смещает равновесие в сторону большего количества молей газообразных веществ – участников реакции; если количество молей газообразных веществ до и после реакции остаётся одинаковым, то давление на химическое равновесие не влияет.

в) влияние температуры на химическое равновесие:

увеличение температуры смещает равновесие в сторону преимущественного протекания эндотермической реакции; уменьшение температуры смещает равновесие в сторону преимущественного протекания экзотермической реакции.

Ле Шателье Анри Луи 8 октября 1850 г. – 17 сентября 1936 г.



Французский физико-химик и металлург, член Парижской АН (1907). Профессор Парижской высшей горной школы (1877-1919), Коллеж де Франс (1898-1907) и Парижского университета (1907-25). В 1881-82 совместно с французским химиком Ф. Малларом предложил оригинальный способ определения теплоёмкостей газов при высоких температурах. В 1884 сформулировал общий закон смещения химического равновесия в зависимости от внешних факторов. В 1886-89 разработал термоэлектрический пирометр для измерения высоких температур. А. Ле Шателье подтвердил экспериментально аналогию между растворами и сплавами, на которую указывал в 1868 русский учёный Д.К. Чернов. В 1897 сконструировал металлографический микроскоп. Почётный член АН СССР (1927).

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2

Определение теплового эффекта химической реакции

Цель работы: Освоить калориметрический метод определения тепловых эффектов химических реакций.

Посуда и оборудование: модуль «Термостат»; универсальный контроллер; мерный цилиндр; стакан емкостью 250 мл.

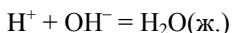
Реактивы: растворы 0,15 моль/л NaOH и 5 моль/л HCl, дистиллированная вода

Калориметр. Тепловые эффекты химических реакций измеряют в специальных приборах, называемых калориметрами. Он состоит из двух различающихся по размеру стаканов, вставленных друг в друга. Между их стенками находится термоизоляционный вкладыш. Стаканы закрываются крышкой с отверстиями для термодатчика, устройства для выгрузки реактивов и т.п.



Рис. 1. Схема калориметра

При взаимодействии моль-эквивалента сильной кислоты с сильным основанием в разбавленных водных растворах выделяется почти одинаковое количество теплоты $\Delta H = -55,9$ кДж/моль при 298⁰К. Постоянство теплот нейтрализации связано с тем, что при взаимодействии сильных кислот и оснований, полностью диссоциированных в водных растворах, из ионов H^+ , (точнее из ионов гидроксония – H_3O^+) кислоты и ионов OH^- основания образуются молекулы воды:



При определении тепловых эффектов реакций нейтрализации необходимо учитывать, что при сливании растворов кислоты и основания происходит изменение объемов, т. е. нужно учитывать еще две промежуточные теплоты разбавления.

Для определения теплоты нейтрализации в качестве калориметрической жидкости используют 0,15 н. раствор NaOH. В стакан наливают 50 см³ щелочи и устанавливают его в калориметр. Нейтрализацию проводят 5-ти молярным раствором соляной кислоты ($\approx 1,5 \text{ см}^3$) из пипетки, соединенной с отверстием для проб в крышке калориметра. В течение 4 минут, фиксируют температуру «предварительного периода».

Определяют теплоту нейтрализации и разведения (смешения) q_1 приливая к большому объему щелочи небольшой объем кислоты.

Определяют теплоту разведения кислоты q_2 , вливая раствор кислоты (в таком же объеме, как при нейтрализации) в чистую воду, взятую в таком же объеме, как щелочь.

Полученные данные заносят в таблицу 1:

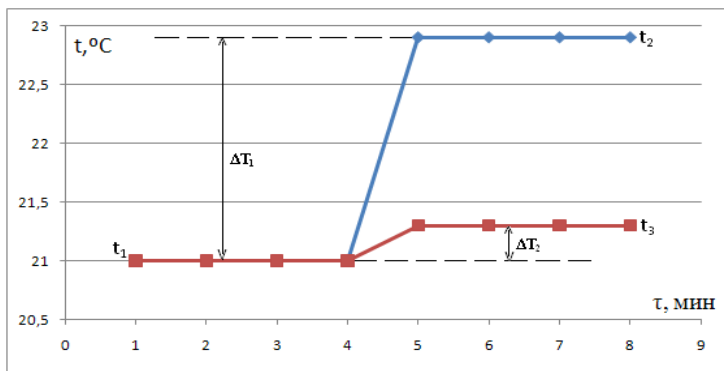
Таблица 1

	Время (τ), мин							
	1	2	3	4	5	6	7	8
H ₂ O								
NaOH								

Вычисления

В данной работе к большому объему щелочи прибавляется небольшой объем кислоты, поэтому объем щелочи мало изменится при вливании в нее кислоты, теплота разведения щелочи кислотой мала, и ею можно пренебречь. Теплота разведения кислоты щелочью в этом случае велика, и ее нужно учитывать при определении теплоты нейтрализации.

Изменение температуры ΔT , как для процесса нейтрализации, так и для процесса разведения определяют графически.



Теплоту нейтрализации определяют по формуле

$$q = (m_1c_1 + m_2c_2 + K)\Delta T_1 - (m_2c_2 + m_3c_3 + K)\Delta T_2$$

где m_1, c_1 – масса и теплоемкость щелочи;

m_2, c_2 – масса и теплоемкость кислоты;

m_3, c_3 – масса и теплоемкость воды;

K – константа колориметра (принять равной 178,4)

$\Delta T_1, \Delta T_2$ – разность температур при нейтрализации и разведении соответственно.

Теплоемкости щелочи и кислоты приблизительно равны теплоемкости воды ($C_1 \approx C_2 \approx C_3 \approx c = 4,18$ Дж/г·К)

$$\rho(5n \text{ HCl}) = 1,082 \text{ г/см}^3;$$

$$\rho(0,15n \text{ NaOH}) = 1,005 \text{ г/см}^3;$$

Полученный тепловой эффект (Дж) пересчитывают на 1 моль кислоты

$$\Delta H = \frac{q \cdot 1000}{V \cdot C}$$

где V – объем кислоты, см³; C – концентрация кислоты, моль/л.

По результатам работы сделать вывод.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

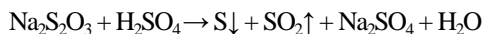
Изучение зависимости скорости химической реакции от условий ее проведения

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

Оборудование: термометры, стаканы химические объемом 100 - 150 мл, электроплитка, пробирки, стакан химический объемом 1 л.

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

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



Опыт 1

Зависимость скорости реакции от концентрации одного из реагентов

В трех пронумерованных пробирках приготовить распоры тиосульфата натрия различной концентрации, разбавляя 0,1 М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ водой, согласно таблице 2.

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

Таблица 2

№ пробирки	Объем, мл		C_M моль/л $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Объем H_2SO_4 , мл	Время τ , сек	Условная скорость $u = 1/\tau$, сек^{-1}
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O				
1	8	–		2		
2	4	4		2		
3	2	6		2		

Построить график зависимости скорости реакции от концентрации.

Опыт 2

Зависимость скорости реакции от температуры

В три пробирки внести по 2 мл 0,1 М H_2SO_4 . В три другие пробирки по 2 мл 0,1 М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

В химический стакан налить 50 - 100 мл водопроводной воды и поместить в него пару пробирок. При этом измерить температуру, раствора в стакане с водой (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°C по сравнению с первой реакцией. Для этого добавляем горячей воды в стакан, куда помещены следующие две пробирки с 0,1 М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 0,1 М H_2SO_4 . Результаты занести в таблицу 3.

Таблица 3

№ пробирки	Объем, мл		t , $^\circ\text{C}$	Время τ , сек	Условная скорость $u = 1/\tau$, сек^{-1}	$\gamma = k_{t+10}/k_t$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2SO_4				
1	2	2				
2	2	2				
3	2	2				

Рассчитать условную скорость реакции и температурный коэффи-

циент реакции (γ). Построить график зависимости скорости реакции от температуры. Сделать вывод, используя правило Вант-Гоффа.

Опыт 3

Зависимость химического равновесия от концентрации веществ

Приготовить четыре одинаковые пробирки. В каждую из них налить по 5 мл дистиллированной воды и по одной капле концентрированных растворов хлорида железа (III) и роданида аммония, тщательно перемешать и отметить цвет растворов.

В первую пробирку добавить еще одну каплю 5% хлорида железа (III), во вторую 1 каплю концентрированного раствора роданида аммония, а в третью несколько кристалликов хлорида аммония. Четвертую пробирку оставить для контроля.

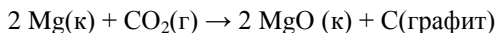
Сравнить цвета растворов во всех пробирках с цветом раствора в четвертой пробирке, сделать соответствующий вывод, написать уравнение реакции обмена между исходными реагентами и стрелками определить направление смещения равновесия при добавлении реагентов. Сделать вывод.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

Энергетика химических процессов.

Примеры решения задач

Пример №1. Пользуясь данными таблицы № ___ приложения, вычислить тепловой эффект реакции (ΔH_{298}^0):



Решение

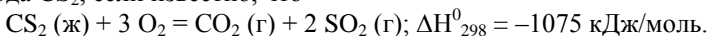
По данным таблицы № _ приложения стандартные энтальпии образования $\text{CO}_2(\text{г})$ и $\text{MgO}(\text{к})$ равны соответственно $-393,51$ и $-601,24$ кДж/моль (стандартные энтальпии образования простых веществ равны нулю). По следствию из закона Гесса составим выражение для вычисления теплового эффекта реакции:

$$\Delta H_{298}^0 = [2 \cdot \Delta H^0(\text{MgO}) + \Delta H^0(\text{C})] - [2 \cdot \Delta H^0(\text{Mg}) + \Delta H^0(\text{CO}_2)] = [2 \cdot (-601,24) + 0] - [2 \cdot 0 + (-393,51)] = -1202,48 + 393,51 = -808,97 \text{ кДж}$$

$\Delta H_{298}^0 < 0$, реакция экзотермическая.

Ответ: $\Delta H^0_{298} = -808,97$ кДж

Пример №2. Определите стандартную теплоту образования сероуглерода CS_2 , если известно, что



Решение

По следствию из закона Гесса составим выражение для вычисления теплового эффекта реакции:

$$\Delta H^0_{298} = [2 \cdot \Delta H^0(\text{SO}_2) + \Delta H^0(\text{CO}_2)] - [\Delta H^0(\text{CS}_2) + 3 \cdot \Delta H^0(\text{O}_2)];$$

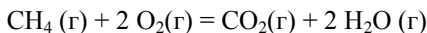
$$-1075 = [2 \cdot (-296,9) + (-393,51)] - [\Delta H^0(\text{CS}_2) + 3 \cdot 0];$$

$$\Delta H^0(\text{CS}_2) = 1075 - 593,8 - 393,51;$$

$$\Delta H^0(\text{CS}_2) = 87,69 \text{ кДж/моль.}$$

Ответ: $\Delta H^0(\text{CS}_2) = 87,69$ кДж/моль.

Пример №3. Определите возможность самопроизвольного протекания ниже приведённой реакции в стандартных условиях и при $T = 273$ К на основании расчёта энергии Гиббса.



Решение

1) По следствию из закона Гесса составим выражение для вычисления теплового эффекта реакции:

$$\Delta H^0_{298} = [2 \cdot \Delta H^0(\text{H}_2\text{O}) + \Delta H^0(\text{CO}_2)] - [2 \cdot \Delta H^0(\text{O}_2) + \Delta H^0(\text{CH}_4)] = [2 \cdot (-241,84) + (-393,51)] - [2 \cdot 0 + (-74,85)] = -877,19 + 74,85 = -802,34 \text{ кДж/моль}$$

2) Найдем изменение энтропии:

$$\Delta S^0_{298} = [2 \cdot S^0(\text{H}_2\text{O}) + S^0(\text{CO}_2)] - [2 \cdot S^0(\text{O}_2) + S^0(\text{CH}_4)] = [2 \cdot 188,74 + 213,6] - [2 \cdot 205,03 + 186,19] = 591,08 - 596,25 = -5,17 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$$

3) Определим возможность самопроизвольного протекания реакции в стандартных условиях $T = 298$ К и при $T = 273$ К на основании расчёта энергии Гиббса по уравнению:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0_{298} - T \cdot \Delta S^0_{298}$$

$$\Delta G^0_{298} = -802,34 - 298 \cdot (-5,17) \cdot 10^{-3} = -802,34 + 1,54 = -800,8 \text{ кДж/моль}$$

$\Delta G^0_{298} < 0$, реакция возможна в прямом направлении при $T = 298$ К.

$$\Delta G_{273}^0 = -802,34 - 273 \cdot (-5,17) \cdot 10^{-3} = -802,34 + 1,41 = -800,93 \text{ кДж/моль}$$

$\Delta G_{298}^0 < 0$, реакция возможна в прямом направлении при $T = 273 \text{ К}$.

Номер варианта	Номера заданий	Номер варианта	Номера заданий
1	1, 21, 41, 61, 81	11	11, 31, 51, 71, 91
2	2, 22, 42, 62, 82	12	12, 32, 52, 72, 92
3	3, 23, 43, 63, 83	13	13, 33, 53, 73, 93
4	4, 24, 44, 64, 84	14	14, 34, 54, 74, 94
5	5, 25, 45, 65, 85	15	15, 35, 55, 75, 95
6	6, 26, 46, 66, 86	16	16, 36, 56, 76, 96
7	7, 27, 47, 67, 87	17	17, 37, 57, 77, 97
8	8, 28, 48, 68, 88	18	18, 38, 58, 78, 98
9	9, 29, 49, 69, 89	19	19, 39, 59, 79, 99
10	10, 30, 50, 70, 90	20	20, 40, 60, 80, 100

Задания

1. Что изучает химическая термодинамика?
2. Что называется термодинамической системой? Как классифицируются системы? Приведите примеры различных систем.
3. Что такое параметры состояния? Какие термодинамические процессы называются изобарными, изохорными, изотермическими?
4. Какие величины называются термодинамическими функциями состояния?
5. Что называется внутренней энергией системы? Сформулируйте I начало термодинамики.
6. Что называется тепловым эффектом процесса? Приведите основные свойства величин, входящих в I закон термодинамики.
7. В чем особенности и значение процессов, протекающих при постоянном объеме и давлении?
8. Какую функцию состояния называют энтальпией? Что является мерой ее изменения?
9. Сформулируйте закон Гесса и следствия из него.
10. Какие процессы могут сопровождаться тепловыми эффектами? Какие химические реакции называются экзо-, эндотермическими? Приведите примеры.

11. Какие факторы влияют на величину теплового эффекта?
12. Какие из приведенных веществ более устойчивы и почему: CH_4 , C_2H_4 , C_6H_6 ? ($\Delta H_{\text{обр}}(\text{CH}_4) = -75$ кДж/моль; $\Delta H_{\text{обр}}(\text{C}_2\text{H}_4) = +52$ кДж/моль; $\Delta H_{\text{обр}}(\text{C}_6\text{H}_6) = +83$ кДж/моль)
13. Что называется стандартной теплотой (энтальпией) образования? Какие свойства можно охарактеризовать, зная эту величину? Какие условия принято называть стандартными?
14. Понятие энтропии. II начало термодинамики.
15. Как меняется энтропия при различных процессах?
16. Энтропийный и энтальпийный факторы процессов. Энергия Гиббса.
17. Каково условие самопроизвольного протекания процессов?
18. Какие факторы влияют на величину $\Delta G^\circ_{\text{обр}}$?
19. Какие свойства веществ можно охарактеризовать, зная величину $\Delta G^\circ_{\text{обр}}$?
20. В каких единицах измеряются внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, энергия Гиббса?
21. При взаимодействии 1 моля водорода и 1 моля селена поглотилось 77,4 кДж тепла. Вычислите энтальпию образования селеноводорода.
22. При взаимодействии 2 молей мышьяка и 3 молей водорода поглотилось 370 кДж тепла. Вычислите энтальпию образования арсина.
23. При взаимодействии 1 моля водорода и 1 моля хлора выделилось 184 кДж тепла. Вычислите энтальпию образования хлороводорода.
24. При образовании 1 моля воды из простых веществ выделилось 242 кДж тепла. Чему равна энтальпия образования воды?
25. При взаимодействии 1 моля азота и 3 молей водорода выделилось 93 кДж тепла. Чему равна энтальпия образования аммиака?
26. Вычислите, какое количество теплоты выделится при восстановлении оксида железа(III) металлическим алюминием, если было получено железо массой 335,1 г.
27. При сжигании графита образовался диоксид углерода массой 8,86 г и выделилось 79,2 кДж тепла. Вычислите теплоту образования диоксида углерода.
28. При разложении карбоната магния на оксид магния и диоксид углерода поглощается 100,7 кДж тепла. Вычислите теплоту образования карбоната магния.
29. Термохимическое уравнение процесса обжига известняка $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$, $\Delta H = 178,69$ кДж. Какая масса оксида кальция была получена, если затрачено 893,45 кДж тепла?
30. При восстановлении оксида железа(III) массой 80,0 г алюминием (реакция алюмотермии) выделяется 426,3 кДж тепла. При сгорании металлического алюминия массой 5,4 г выделяется 167,3 кДж тепла. На основании

этих данных вычислите теплоту образования оксида железа(III).

31. Сколько теплоты выделится при взаимодействии 7,2 г магния с 4 г кислорода, если при образовании 1 моль оксида магния из простых веществ выделяется 601,9 кДж теплоты?

32. Какое количество теплоты требуется для получения 4 моль оксида кальция при обжиге известняка, если для получения 1 моль оксида кальция затрачивается 178,69 кДж тепла?

33. Какое количество тепла выделяется при сгорании 100 г кальция, если при сгорании 2 моль кальция выделяется 635,1 кДж тепла?

34. Теплоты растворения сульфата меди (CuSO_4) и медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), равны $-66,11$ кДж и $11,72$ кДж соответственно. Вычислите теплоту гидратации сульфата меди.

35. Вычислите тепловой эффект и напишите термохимическое уравнение реакции горения одного моля ацетилена ($\text{C}_2\text{H}_2(\text{г})$), в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Сколько теплоты выделится при сгорании ацетилена объемом 1 м^3 (н.у.)?

36. Реакция горения бензола выражается термохимическим уравнением:

$\text{C}_6\text{H}_6(\text{ж}) + 7/2\text{O}_2(\text{г}) = 6\text{CO}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$. Вычислите тепловой эффект этой реакции.

37. Напишите термохимическое уравнение реакции взаимодействия оксида углерода(II) и водорода, в результате которой образуются газообразные метан и вода. Сколько теплоты выделится в этой реакции, если был получен метан объемом $67,2 \text{ дм}^3$ (н.у.)?

38. Вычислите количество теплоты, которое выделится при образовании 840 мл (н.у.) аммиака из простых веществ, если при образовании 1 моля аммиака выделяется 92 кДж теплоты.

39. Вычислите количество теплоты, которое выделится при окислении 9,6 г угля до угарного газа, если при образовании 1 моля угарного газа выделяется 110,5 кДж теплоты.

40. Теплота образования 1 моль оксида меди (II) из простых веществ составляет 154,5 кДж. Какое количество теплоты выделится при взаимодействии 512 г меди с кислородом?

41. Вычислите, какое количество теплоты выделится при восстановлении Fe_2O_3 металлическим алюминием, если было получено 335,1 г железа.

42. Газообразный этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ можно получить при взаимодействии этилена C_2H_4 (г) и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

43. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления оксида железа (II) водородом, исходя из следующих термохимических уравнений: $\text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) = \text{Fe}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$; $\Delta H = -13,18$ кДж.

$\text{CO (г)} + 1/2\text{O}_2 \text{(г)} = \text{CO}_2 \text{(г)}; \Delta H = -283,0 \text{ кДж.}$

$\text{H}_2 \text{(г)} + 1/2\text{O}_2 \text{(г)} = \text{H}_2\text{O (г)}; \Delta H = -241,83 \text{ кДж.}$

44. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерод $\text{CS}_2 \text{(г)}$. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

45. Напишите термохимическое уравнение реакции между CO (г) и водородом, в результате которой образуются $\text{CH}_4 \text{(г)}$ и $\text{H}_2\text{O (г)}$. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено 67,2 л метана в пересчете на нормальные условия?

46. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования NO ? Вычислите теплоту образования NO исходя из следующих термохимических уравнений:

$4\text{NH}_3 \text{(г)} + 5\text{O}_2 \text{(г)} = 4\text{NO (г)} + 6\text{H}_2\text{O (ж)}; \Delta H = -1168,80 \text{ кДж.}$

$4\text{NH}_3 \text{(г)} + 3\text{O}_2 \text{(г)} = 2\text{N}_2 \text{(г)} + 6\text{H}_2\text{O (ж)}; \Delta H = 1530,28 \text{ кДж.}$

47. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и хлорида водорода. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции было израсходовано 10 л аммиака в пересчете на нормальные условия?

48. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования метана? Вычислите теплоту образования метана исходя из следующих термохимических уравнений:

$\text{H}_2 \text{(г)} + 1/2\text{O}_2 \text{(г)} = \text{H}_2\text{O (ж)}; \Delta H = -285,84 \text{ кДж.}$

$\text{C (к)} + \text{O}_2 \text{(г)} = \text{CO}_2 \text{(г)}; \Delta H = -393,51 \text{ кДж.}$

$\text{CH}_4 \text{(г)} + 2\text{O}_2 \text{(г)} = 2\text{H}_2\text{O (ж)} + \text{CO}_2 \text{(г)}; \Delta H = -890,31 \text{ кДж.}$

49. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования гидроксида кальция? Вычислите теплоту образования гидроксида кальция исходя из следующих термохимических уравнений:

$\text{Ca (к)} + 1/2\text{O}_2 \text{(г)} = \text{CaO (к)}; \Delta H = -635,60 \text{ кДж.}$

$\text{H}_2 \text{(г)} + 1/2\text{O}_2 \text{(г)} = \text{H}_2\text{O (ж)}; \Delta H = -285,84 \text{ кДж.}$

$\text{CaO (к)} + \text{H}_2\text{O (ж)} = \text{Ca(OH)}_2 \text{(к)}; \Delta H = -65,06 \text{ кДж.}$

50. Тепловой эффект реакции сгорания жидкого бензола с образованием паров воды и диоксида углерода равен $-3135,58 \text{ кДж}$. Составьте термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования $\text{C}_6\text{H}_6 \text{(ж)}$.

51. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании 165 л (н. у.) ацетилена C_2H_2 , если продуктами сгорания являются диоксид углерода и пары воды?

52. При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и оксид азота. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено 44,8 л NO в пересчете на нормальные условия?

53. Реакция горения метилового спирта выражается термохимиче-

ским уравнением:



Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что мольная теплота парообразования $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж})$ равна +37,4 кДж.

54. При сгорании 11,5 г жидкого этилового спирта выделилось 308,71 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите теплоту образования $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж})$.

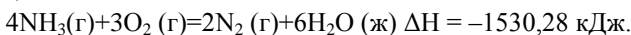
55. Реакция горения бензола выражается термохимическим уравнением



Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что мольная теплота парообразования бензола равна +33,9 кДж.

56. Вычислите тепловой эффект и напишите термохимическое уравнение реакции горения 1 моль этана $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Сколько теплоты выделится при сгорании 1 м³ этана в пересчете на нормальные условия?

57. Реакция горения аммиака выражается термохимическим уравнением:



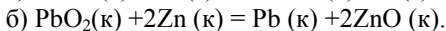
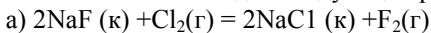
Вычислите теплоту образования $\text{NH}_3(\text{г})$.

58. При взаимодействии 6,3 г железа с серой выделилось 11,31 кДж теплоты. Вычислите теплоту образования сульфида железа FeS .

59. При сгорании 1 л ацетилен (н. у.) выделяется 56,053 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите теплоту образования $\text{C}_2\text{H}_2(\text{г})$.

60. При получении эквивалентной массы гидроксида кальция из $\text{CaO}(\text{к})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ выделяется 32,53 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования оксида кальция.

61. Вычислите ΔG^0 для следующих реакций:

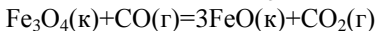


Можно ли получить фтор по реакции (а) и восстановить PbO_2 цинком по реакции (б)?

62. При какой температуре наступит равновесие системы:



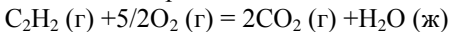
63. Восстановление Fe_3O_4 оксидом углерода идет по уравнению:



Вычислите ΔG^0_{298} и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему рав-

но значение ΔS^0_{298} в этом процессе?

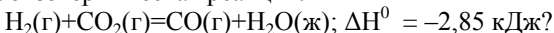
64. Реакция горения ацетилена идет по уравнению:



Вычислите ΔG^0_{298} и ΔS^0_{298} . Объясните уменьшение энтропии в результате этой реакции.

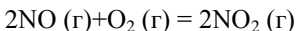
65. Уменьшается или увеличивается энтропия при переходах: а) воды в пар; б) графита в алмаз? Почему? Вычислите ΔS^0_{298} для каждого превращения. Сделайте вывод о количественном изменении энтропии при фазовых и аллотропических превращениях.

66. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция:



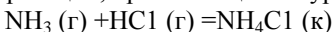
Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ, определите ΔG^0_{298} этой реакции.

67. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе:



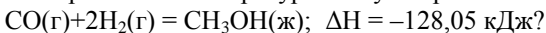
Ответ мотивируйте, вычислив ΔG^0_{298} прямой реакции.

68. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению:

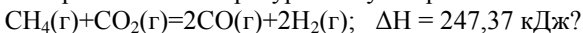


Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?

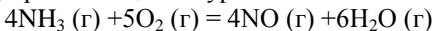
69. При какой температуре наступит равновесие системы:



70. При какой температуре наступит равновесие системы

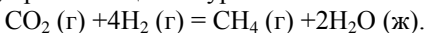


71. . На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению:



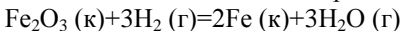
Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

72. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропии соответствующих веществ вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению:



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

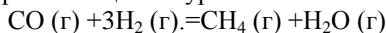
73. Вычислите ΔH^0 , ΔG^0 , ΔS^0 реакции, протекающей по уравнению:



Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 водородом при температурах 500 и 2000° K?

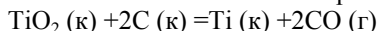
74. Какие из карбонатов: BeCO_3 или BaCO_3 – можно получить по реакции взаимодействия соответствующих оксидов с CO_2 ? Какая реакция идет наиболее энергично? Вывод сделайте, вычислив ΔG^0_{298} реакций.

75. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропии соответствующих веществ вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению:



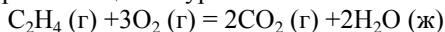
Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

76. Вычислите ΔH^0 , ΔG^0 , ΔS^0 реакции, протекающей по уравнению:



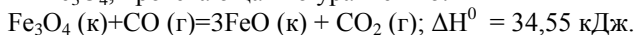
Возможна ли реакция восстановления TiO_2 углеродом при температурах 1000 и 3000° К?

77. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропии соответствующих веществ вычислите ΔG^0 реакции, протекающей по уравнению:

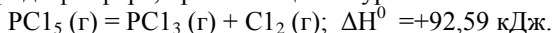


Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

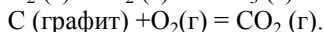
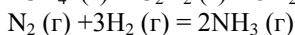
78. Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления Fe_3O_4 , протекающая по уравнению:



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



80. Вычислите изменение энтропии для реакций, протекающих по уравнениям:



Почему в этих реакциях $\Delta S^0 > 0$; < 0 ; $= 0$?

Задание 81-100

а) Напишите уравнение реакции согласно схемы $\text{A} + \text{B} = \text{B} + \text{Г}$.

б) Рассчитайте тепловой эффект этой реакции.

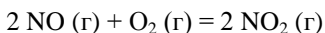
в) Определите возможность самопроизвольного протекания ее в стандартных условиях и при $T = 500\text{K}$ на основании расчёта энергии Гиббса.

№ варианта	А	Б	В	Г
81.	C_2H_2	O_2	CO_2	$\text{H}_2\text{O}_{(г)}$
82.	C_2H_6	O_2	CO_2	$\text{H}_2\text{O}_{(г)}$
83.	H_2	Cl_2	HCl	-

84.	N ₂	O ₂	NO	-
85.	NO	O ₂	NO ₂	-
86.	CH ₄	-	H ₂	C ₂ H ₂
87.	SO ₂	O ₂	SO ₃	-
88.	N ₂	H ₂	NH ₃	-
89.	CO ₂	H ₂	CH ₄	H ₂ O _(г)
90.	CO	Cl ₂	COCl ₂	-
91.	H ₂	O ₂	H ₂ O _(г)	-
92.	HCl	O ₂	H ₂ O _(г)	Cl ₂
93.	CO	H ₂	CH ₄	H ₂ O _(г)
94.	C ₂ H ₄	O ₂	CO ₂	H ₂ O _(г)
95.	H ₂	CO ₂	H ₂ O _(г)	CO
96.	C ₂ H ₂	O ₂	CO ₂	H ₂ O _(г)
97.	C ₂ H ₆	O ₂	CO ₂	H ₂ O _(г)
98.	H ₂	Cl ₂	HCl	-
99.	N ₂	O ₂	NO	-
100.	C ₂ H ₆	O ₂	CO ₂	H ₂ O _(г)

**Кинетика химических процессов.
Примеры решения задач.**

Пример №1. Вычислите среднюю скорость реакции



По изменению концентрации NO (г), если исходная концентрация этого вещества составляла 1 моль/л, а через 10 секунд она стала равной 0,2 моль/л.

Дано: C₁ (NO) = 1 моль/л, C₂ (NO) = 0,2 моль/л, Δτ = 10 с.

Найти: v (NO) –?

Решение

Оксид азота (II) является в данной реакции одним из реагентов. Чтобы найти среднюю скорость реакции по реагенту, нужно изменение концентрации этого вещества ΔC = C₂ – C₁ разделить на Δτ – величину промежутка времени, за который произошло изменение:

$$v (\text{NO}) = - \Delta C / \Delta \tau = - (C_2 - C_1) / \Delta \tau = - (0,2 - 1) / 10 = 0,08 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$$

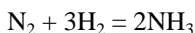
(знак минус перед дробью записывают для того, чтобы получить положительное значение скорости реакции).

Ответ: $v(\text{NO}) = 0,08$ моль/л·с.

Пример №2. Во сколько раз увеличится скорость реакции синтеза аммиака из простых веществ, если:

- концентрация водорода увеличивается в 3 раза;
- давление в системе увеличивается в 3 раза.

Решение



По закону действующих масс скорость реакции до изменения параметров системы выражается уравнением:

$$v_1 = k \cdot C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3$$

а) если концентрация водорода увеличивается в 3 раза, то уравнение примет вид:

$$v_2 = k \cdot C_{\text{N}_2} \cdot (3C_{\text{H}_2})^3 = 27 k \cdot C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3$$

$v_2/v_1 = 27$, т.е. скорость реакции увеличивается в 27 раз.

б) если давление в системе увеличивается в 3 раза, то объём системы уменьшается в 3 раза, а концентрация веществ увеличивается в 3 раза:

$$v_3 = k \cdot 3C_{\text{N}_2} \cdot (3C_{\text{H}_2})^3 = 81 k \cdot C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3$$

$v_3/v_1 = 81$, т.е. скорость реакции увеличивается в 81 раз.

Пример №3. Во сколько раз возрастёт скорость реакции при повышении температуры от 20°C до 40°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

Дано: $t_1 = 20^\circ\text{C}$, $t_2 = 40^\circ\text{C}$, $\gamma = 3$.

Найти: $v_2/v_1 - ?$

Решение

Для решения задачи воспользуемся математическим выражением правила Вант-Гоффа:

$$v_2/v_1 = \gamma^{t_2 - t_1/10}$$

Подставим в уравнение числовые значения температур и температурного коэффициента скорости реакции, получаем:

$$v_2/v_1 = 3^{40-20/10} = 3^2 = 9$$

Ответ: в 9 раз.

Пример №4. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 60°C скорость реакции возросла в 4000 раз.

Дано: $\Delta t = 60^\circ\text{C}$, $v_2/v_1 = 4000$.

Найти: γ -?

Решение

Для решения задачи воспользуемся математическим выражением правила Вант-Гоффа:

$$v_2/v_1 = \gamma^{\Delta t/10}$$

Подставим в уравнение числовые значения отношения скоростей и разности температур, получаем:

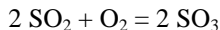
$$\begin{aligned} 4000 &= \gamma^{60/10} \\ 4000 &= \gamma^6 \end{aligned}$$

Для того, чтобы осуществить вычисления, нужно прологарифмировать это уравнение:

$$\begin{aligned} \lg 4000 &= \lg \gamma^6 \\ 3,6 &= 6 \cdot \lg \gamma \\ \lg \gamma &= 0,6 \\ \gamma &= 10^{0,6} \\ \gamma &= 3,98 \end{aligned}$$

Ответ: $\gamma = 3,98$

Пример №5. При температуре 1000 К равновесие в реакции:



Установилось при следующих концентрациях диоксида серы 6,8 ммоль/л, кислорода 1,2 ммоль/л, триоксида серы 4,0 ммоль/л. Вычислите исходные концентрации диоксида серы и кислорода. Триоксида серы в исходной газовой смеси не было.

Решение

Запишем условие задачи в виде таблицы:

Концентрации	Вещества		
	SO ₂	O ₂	SO ₃
Исходные, С исх.	?	?	0
Израсходовано в единице объёма, С израсх.			0
Равновесные, С равн.	6,8	1,2	4,0

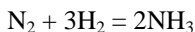
Найти исходную концентрацию каждого из реагентов можно, если сложить равновесную концентрацию С равн. и количество вещества, израсходованное в единице объёма С израсх. Для того, чтобы найти С израсх., нужно воспользоваться уравнением реакции, из которого видно, что 2 моль SO₃, образуется из 2 моль SO₂. Следовательно, количество вещества (моль) образующегося триоксида серы равно количеству вещества (моль) вступившего в реакцию диоксида серы. Так как в состоянии равновесия в каждом литре газовой смеси содержится 4 ммоль/л SO₃, то на их образование израсходовано 4 ммоль/л SO₂. Таким образом, в исходной смеси содержалось 6,8 + 4 = 10,8 ммоль/л диоксида серы.

Производим аналогичный расчёт для кислорода. Из уравнения реакции видно, что на образование 2 моль SO₃ расходуется 1 моль O₂. Следовательно, количество вещества (моль) образующегося триоксида серы в два раза больше количества вещества (моль) вступившего в реакцию кислорода. Поэтому на образование 4 ммоль/л SO₃ потребуется 2 ммоль/л O₂. Отсюда исходная концентрация кислорода, равная сумме равновесной концентрации и количества вещества, израсходованное в единице объёма, составляет 1,2 + 2 = 3,2 ммоль/л.

Представим решение задачи в виде таблицы:

Концентрации	Вещества		
	SO ₂	O ₂	SO ₃
Исходные, С исх.	10,8	3,2	0
Израсходовано в единице объёма, С израсх.	4,0	2,0	0
Равновесные, С равн.	6,8	1,2	4,0

Пример №6. В реакции синтеза аммиака:



Исходная концентрация азота составляла 10 моль/л, исходная концентрация водорода равна 30 моль/л. Равновесие установилось при концентрации аммиака, равной 18 моль/л. Вычислите равновесные концентрации азота и водорода, найдите числовое значение константы равновесия.

Решение

Запишем условие задачи в виде таблицы:

Концентрации	Вещества		
	N_2	H_2	NH_3
Исходные, С исх.	10	30	0
Израсходовано в единице объёма, С израсх.			0
Равновесные, С равн.	?	?	18

Равновесные концентрации реагентов можно найти как разности исходных концентраций и количеств вещества, израсходованных в единице объёма. Израсходованные количества веществ можно рассчитать по уравнению реакции, исходя из равновесной концентрации аммиака. Из уравнения реакции видно, что на образование 2 моль аммиака расходуется 1 моль азота, т.е. количество вещества (моль) вступающего в реакцию азота в два раза меньше количества вещества (моль) образующегося аммиака. Поэтому на образование 18 моль NH_3 израсходовано 9 моль/л азота. Равновесная концентрация азота равна: $C_{исх. N_2} - C_{израсх. N_2} = 10 - 9 = 1$ моль/л.

Аналогично находим равновесную концентрацию водорода. Из уравнения реакции видно, что на образование 2 моль аммиака расходуется 3 моль водорода, т.е. количество вещества (моль) вступающего в реакцию водорода в $3/2$ раза больше количества вещества (моль) образующегося аммиака. Так как по условию задачи равновесная концентрация аммиака составляет 18 моль/л, количество вещества водорода, израсходованное в единице объёма $C_{израсх. H_2}$ равно $3/2 \cdot 18 = 27$ моль/л. Отсюда равновесная концентрация водорода, равная разности $C_{исх. H_2} - C_{израсх. H_2} = 30 - 27 = 3$ моль/л.

Представим решение задачи в виде таблицы:

Концентрации	Вещества		
	N_2	H_2	NH_3
Исходные, С исх.	10	30	0
Израсходовано в единице объёма, С израсх.	9	27	0
Равновесные, С равн.	1	3	18

Теперь, зная равновесные концентрации реагентов и продукта реакции, можно найти числовое значение константы равновесия. Для этого, прежде всего, необходимо записать для реакции синтеза аммиака мате-

матическое выражение константы равновесия в соответствии с законом действующих масс:

$$K = [\text{NH}_3]^2/[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3 = 18^2/1 \cdot 3^2 = 12$$

Ответ: равновесные концентрации равны: $[\text{N}_2] = 1$ моль/л, $[\text{H}_2] = 3$ моль/л, $K = 12$.

Пример №7. В каком направлении сместится равновесие реакции синтеза аммиака:



При повышении температуры и давления.

Решение

Прямая реакция синтеза аммиака является экзотермической, т.е. сопровождается выделением теплоты. В соответствии с принципом Ле Шателье равновесие сместится в направлении той из взаимно противоположных реакций, которая ослабляет последствия внешнего воздействия. Внешнее воздействие состоит в увеличении температуры, т.е. увеличения количества теплоты в системе, для ослабления этого воздействия равновесие должно сместиться в сторону той реакции, которая сопровождается поглощением теплоты, т.е. эндотермической реакции. В данном случае эндотермической является обратная реакция – реакция разложения аммиака. Поэтому при повышении температуры равновесие сместится влево, в сторону обратной реакции.

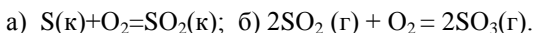
Вследствие повышения давления равновесие сместится вправо, т.к. прямая реакция приводит к уменьшению числа молекул (сумма стехиометрических коэффициентов в левой части уравнения $1+3=4$, а в правой части уравнения сумма стехиометрических коэффициентов равна 2, т.е. суммарное число молекул азота и водорода, вступивших в реакцию больше, чем число молекул аммиака, образовавшихся в результате реакции).

Ответ: При повышении температуры равновесие сместится влево, а при повышении давления равновесие сместится вправо.

Номер варианта	Номера заданий	Номер варианта	Номера заданий
1	1, 21, 41, 61	11	11, 31, 51, 71
2	2, 22, 42, 62	12	12, 32, 52, 72

3	3, 23, 43, 63	13	13, 33, 53, 73
4	4, 24, 44, 64	14	14, 34, 54, 74
5	5, 25, 45, 65	15	15, 35, 55, 75
6	6, 26, 46, 66	16	16, 36, 56, 76
7	7, 27, 47, 67	17	17, 37, 57, 77
8	8, 28, 48, 68	18	18, 38, 58, 78
9	9, 29, 49, 69	19	19, 39, 59, 79
10	10, 30, 50, 70	20	20, 40, 60, 80

1. Окисление серы и ее диоксида протекает по уравнениям:



Как изменятся скорости этих реакций, если объемы каждой из систем уменьшить в четыре раза?

2. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы $N_2+3H_2 = 2NH_3$. Как изменится скорость прямой реакции — образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в три раза?

3. Реакция идет по уравнению $N_2+O_2 = 2NO$. Концентрации исходных веществ до начала реакций были: $[N_2] = 0,049$ моль/л; $[O_2] = 0,01$ моль/л. Вычислите концентрацию этих веществ в момент, когда $[NO] = 0,005$ моль/л. Ответ: $[N_2] = 0,0465$ моль/л; $[O_2] = 0,0075$ моль/л.

4. Реакция идет по уравнению $N_2+3H_2 = 2NH_3$. Концентрации участвующих в ней веществ были: $[N_2] = 0,80$ моль/л; $[H_2] = 1,5$ моль/л; $[NH_3] = 0,10$ моль/л. Вычислите концентрацию водорода и аммиака, когда $[N_2] = 0,5$ моль/л. Ответ: $[NH_3] = 0,70$ моль/л; $[H_2] = 0,60$ моль/л.

5. Реакция идет по уравнению $H_2+J_2=2HJ$. Константа скорости этой реакции при некоторой температуре равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ: $[H_2] = 0,04$ моль/л; $[J_2] = 0,05$ моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда $[H_2] = 0,03$ моль/л. Ответ: $3,2 \cdot 10^{-4}$; $1,92 \cdot 10^{-4}$.

6. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 80⁰С. Температурный коэффициент скорости реакции 3.

7. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры на 60⁰С, если температурный коэффициент скорости данной реакции 2?

8. В гомогенной системе $CO+Cl_2 = COCl_2$ равновесные концентрации реагирующих веществ: $[CO] = 0,2$ моль/л; $[Cl_2] = 0,3$ моль/л; $[COCl_2] = 1,2$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации хлора и СО. Ответ: $K = 20$; $[Cl_2]_{исх} = 1,5$ моль/л; $[CO]_{исх} = 1,4$ моль/л.

9. В гомогенной системе $A+2B = C$ равновесные концентрации реагирующих газов: $[A] = 0,06$ моль/л; $[B] = 0,12$ моль/л; $[C] = 0,216$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации веществ А и В. Ответ: $K=2,5$; $[A]_{\text{исх}} = 0,276$ моль/л; $[B]_{\text{исх}} = 0,552$ моль/л.

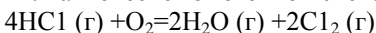
10. В гомогенной газовой системе $A + B = C + D$ равновесие установилось при концентрациях: $[B] = 0,05$ моль/л и $[C] = 0,02$ моль/л. Константа равновесия системы равна 0,04. Вычислите исходные концентрации веществ А и В. Ответ: $[A]_{\text{исх}} = 0,22$ моль/л; $[B]_{\text{исх}} = 0,07$ моль/л.

11. Константа скорости реакции разложения N_2O , протекающей по уравнению $2N_2O = 2N_2 + O_2$, равна $5 \cdot 10^{-4}$. Начальная концентрация $N_2O = 6,0$ моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда разложится 50% N_2O . Ответ: $1,8 \cdot 10^{-2}$; $4,5 \cdot 10^{-3}$.

12. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы $CO_2 + C = 2CO$. Как изменится скорость прямой реакции — образования CO , если концентрация CO_2 уменьшится в 4 раза? Как следует изменить давление, чтобы повысить выход CO ?

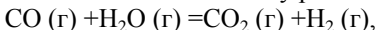
13. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы $C + H_2O(g) \rightarrow CO + H_2$. Как следует изменить концентрацию и давление, чтобы сместить равновесие в сторону обратной реакции — образования водяных паров?

14. Равновесие гомогенной системы:



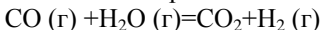
установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ $[H_2O] = 0,14$ моль/л; $[Cl_2] = 0,14$ моль/л; $[HCl] = 0,20$ моль/л; $[O_2] = 0,32$ моль/л. Вычислите исходные концентрации хлороводорода и кислорода. Ответ: $[HCl]_{\text{исх}} = 0,48$ моль/л; $[O_2]_{\text{исх}} = 0,39$ моль/л.

15. Вычислите константу равновесия для гомогенной системы:



если равновесные концентрации реагирующих веществ: $[CO] = 0,004$ моль/л; $[H_2O] = 0,064$ моль/л; $[CO_2] = 0,016$ моль/л; $[H_2] = 0,016$ моль/л. Чему равны исходные концентрации воды и CO ? Ответ: $K=1$; $[H_2O]_{\text{исх}} = 0,08$ моль/л; $[CO]_{\text{исх}} = 0,02$ моль/л.

16. Константа равновесия гомогенной системы:



при некоторой температуре равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации: $[CO]_{\text{исх}} = 0,10$ моль/л; $[H_2O]_{\text{исх}} = 0,40$ моль/л. Ответ: $[CO_2] = [H_2] = 0,08$ моль/л; $[H_2O] = 0,32$ моль/л; $[CO] = 0,02$ моль/л.

17. Константа равновесия гомогенной системы $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ при некоторой температуре равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 и 0,08 моль/л. Вычислите равновес-

ную и исходную концентрацию азота. Ответ: $[N_2] = 8$ моль/л; $[N_2]_{исх} = 8,04$ моль/л.

18. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы $2NO + O_2 = 2NO_2$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[NO] = 0,2$ моль/л; $[O_2] = 0,1$ моль/л; $[NO_2] = 0,1$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию NO и O_2 . Ответ: $K = 2,5$; $[NO]_{исх} = 0,3$ моль/л; $[O_2]_{исх} = 0,15$ моль/л.

19. Почему при изменении давления смещается равновесие системы $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ и не смещается равновесие системы $N_2 + O_2 = 2NO$? Ответ мотивируйте на основании расчета скорости и обратной реакции в этих системах до и после изменения давления. Напишите выражения для констант равновесия каждой из данных систем.

20. Исходные концентрации $[NO]_{исх}$ и $[Cl_2]_{исх}$ в гомогенной системе $2NO + Cl_2 = 2NOCl$ составляют соответственно 0,5и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO. Ответ: 0,416.

Задача 21-40

а). Напишите уравнение реакции согласно схемы $A+B = B+Г$. (табл.1).

б). Запишите выражение закона действующих масс для прямой и обратной реакции.

в). Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость реакции в следующих случаях:

а) при изменении температуры, если температурный коэффициент равен 2.

б) при изменении объема системы,

в) при изменении концентрации реагирующего вещества А,

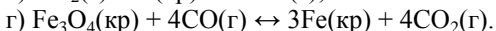
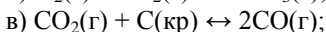
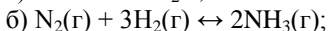
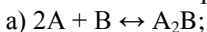
г) при изменении концентрации продукта реакции В

Таблица 1

№ задания	А	Б	В	Г	t_2-t_1	V_2/V_1	C_{A2}/C_{A1}	C_{B2}/C_{B1}
21.	C_2H_2	O_2	CO_2	$H_2O_{(г)}$	10	1/2	1/2	1/2
22.	C_2H_6	O_2	CO_2	$H_2O_{(г)}$	20	1/3	1/3	1/3
23.	H_2	Cl_2	HCl	-	30	1/4	1/4	1/4
24.	N_2	O_2	NO	-	40	1	1	1

25.	NO	O ₂	NO ₂	-	50	2	2	2
26.	CH ₄	-	H ₂	C ₂ H ₂	60	3	3	3
27.	SO ₂	O ₂	SO ₃	-	10	4	4	4
28.	N ₂	H ₂	NH ₃	-	20	1/2	1/2	1/2
29.	CO ₂	H ₂	CH ₄	H ₂ O _(г)	30	1/3	1/3	1/3
30.	CO	Cl ₂	COCl ₂	-	40	1/4	1/4	1/4
31.	H ₂	O ₂	H ₂ O _(г)	-	50	1	1	1
32.	HCl	O ₂	H ₂ O _(г)	Cl ₂	60	2	2	2
33.	CO	H ₂	CH ₄	H ₂ O _(г)	10	3	3	3
34.	C ₂ H ₄	O ₂	CO ₂	H ₂ O _(г)	20	4	4	4
35.	H ₂	CO	H ₂ O _(г)	CO ₂	30	5	5	5
36.	C ₂ H ₂	O ₂	CO ₂	H ₂ O _(г)	20	4	4	4
37.	C ₂ H ₆	O ₂	CO ₂	H ₂ O _(г)	25	5	5	5
38.	H ₂	Cl ₂	HCl	-	10	3	3	3
39.	N ₂	O ₂	NO	-	60	2	2	2
40.	NO	O ₂	NO ₂	-	50	1	1	1

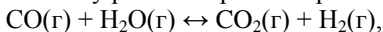
41. Напишите выражение для скорости прямой реакции:



Как изменятся скорости прямых реакций (а) и (б) при увеличении концентрации исходных веществ в два раза?

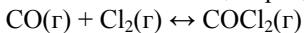
42. Во сколько раз увеличится скорость реакции взаимодействия водорода и брома $H_2(г) + Br_2(г) \leftrightarrow 2HBr(г)$, если концентрации исходных веществ увеличить в 2 раза?

43. Чему равна скорость обратной реакции:



если концентрации $[CO_2] = 0,30$ моль/дм³; $[H_2] = 0,02$ моль/дм³; $k = 1$?

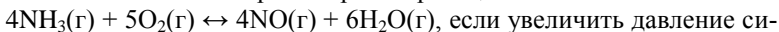
44. Начальная концентрация исходных веществ в системе:



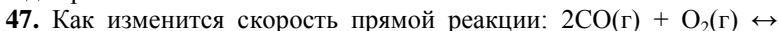
была равна (моль/дм³): $[CO] = 0,3$; $[Cl_2] = 0,2$. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если повысить концентрации: CO до 0,6 моль/дм³, а Cl₂ до 1,2 моль/дм³?

45. Концентрации NO и O₂, образующих NO₂, были соответственно равны 0,03 и 0,05 моль/дм³. Чему равна скорость реакции?

46. Как изменится скорость прямой реакции:



47. Как изменится скорость прямой реакции:



$2\text{CO}_2(\text{г})$, если увеличить давление системы в три раза?

48. Как изменится скорость реакции горения серы:

$\text{S}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{SO}_2(\text{г})$, если уменьшить объем системы в 5 раз?

49. Как изменится скорость химической реакции:

$2\text{Al}(\text{кр}) + 3\text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{AlCl}_3(\text{кр})$, если давление системы увеличится в 2 раза?

50. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если температура повысилась на 30° , а температурный коэффициент равен 3?

51. Вычислите температурный коэффициент скорости некоторых реакций, если при повышении температуры: а) от 283 до 323 К скорость реакции увеличилась в 16 раз; б) от 323 до 373 К скорость реакции увеличилась в 1200 раз.

52. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 81 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3?

53. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении

температуры на 30 градусов скорость возрастает в 27 раз?

54. Во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры на 50° , если $\gamma = 2$?

55. На сколько градусов надо повысить температуру реакции, чтобы ее скорость увеличилась в 729 раз ($\gamma = 3$)?

56. При увеличении температуры реакции на 60° скорость реакции возросла в 64 раза. Определите температурный коэффициент (γ).

57. При повышении температуры на 20°C скорость реакции возросла в 9 раз. Чему равен температурный коэффициент этой реакции и во сколько раз увеличится ее скорость при повышении температуры на 30 и на 100°C

58. Реакция идет по уравнению: $\text{A} + 2\text{B} \leftrightarrow \text{C}$; константа ее скорости при определенной температуре равна 0,4, а начальные концентрации составляли (моль/дм³): $[\text{A}] = 0,3$ и $[\text{B}] = 0,5$. Вычислите скорость этой реакции при той же температуре в начальный момент и после того, как прореагирует 0,1 моль/дм³ вещества А.

59. Начальные концентрации веществ, участвующих в реакции:

$\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г})$,

равны (моль/дм³): $[\text{N}_2] = 1,5$; $[\text{H}_2] = 2,5$; $[\text{NH}_3] = 0$. Каковы концентрации азота и водорода в момент, когда концентрация аммиака стала равной 0,5 моль/дм³?

60. В начальный момент протекания реакции:

$\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$

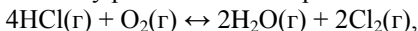
концентрации были равны (моль/дм³): $[\text{CO}] = 0,30$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,40$; $[\text{CO}_2] = 0,40$; $[\text{H}_2] = 0,05$. Вычислите концентрации всех веществ в мо-

мент, когда прореагирует 50% воды.

61. Пентахлорид фосфора диссоциирует при нагревании по уравнению: $\text{PCl}_5(\text{г}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$.

Вычислите константу равновесия этой реакции, если из 3 молей PCl_5 , находящихся в закрытом сосуде емкостью 10 дм^3 , подвергается разложению 2,5 моля.

62. Чему равна константа равновесия реакции:



если равновесные концентрации (моль/ дм^3) равны: $[\text{Cl}_2] = 0,04$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,20$; $[\text{HCl}] = 0,08$; $[\text{O}_2] = 0,10$?

63. Найдите константу равновесия для реакции:

$\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) \leftrightarrow \text{C}(\text{г}) + \text{D}(\text{г})$, если исходные концентрации веществ А и В были равны по 0,8 моль/ дм^3 , а равновесная концентрация вещества С равна 0,6 моль/ дм^3 .

64. Рассчитайте константу равновесия реакции при 500 К:

$\text{PCl}_5(\text{г}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$, если к моменту равновесия продиссоциировало 54 % PCl_5 , а исходная концентрация PCl_5 была равна 1 моль/ дм^3 .

65. Вычислите константу равновесия реакции:

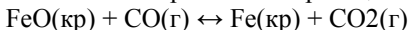
$2\text{HBr}(\text{г}) \leftrightarrow \text{H}_2(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г})$, если первоначальная масса бромистого водорода была равна 0,809 г, а к моменту равновесия прореагировало 5% исходного вещества.

66. При некоторой температуре состав равновесной смеси в объеме 10 дм^3 был следующий: 11,2 г CO , 14,2 г Cl_2 , 19,8 г COCl_2 . Вычислите константу равновесия реакции: $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ при данных условиях.

67. Чему равна константа равновесия реакции:

$2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$, если равновесные концентрации равны (моль/ дм^3): $[\text{SO}_2] = 0,20$; $[\text{O}_2] = 0,40$; $[\text{SO}_3] = 0,08$?

68. Константа равновесия реакции:



при некоторой температуре равна 0,5. Найдите равновесные концентрации CO и CO_2 , если начальные концентрации этих веществ составляли (моль/ дм^3): $[\text{CO}] = 0,05$; $[\text{CO}_2] = 0,01$.

69. Равновесие в системе:

$\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г})$ установилось при следующих концентрациях (моль/ дм^3): $[\text{H}_2] = 0,25$; $[\text{I}_2] = 0,05$; $[\text{HI}] = 0,90$. Определите исходные концентрации иода и водорода.

70. При некоторой температуре константа равновесия реакции:

$2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ равна 2,2. Равновесные концентрации NO и O_2 соответственно равны 0,02 моль/ дм^3 и 0,03 моль/ дм^3 . Вычислите исходные концентрации NO и O_2 .

71. Исходные концентрации оксида углерода(II) и паров воды соответственно равны 0,08 моль/ дм^3 . Вычислите равновесные концентра-

ции CO , H_2O и H_2 в системе: $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$, если равновесная концентрация CO_2 равна $0,05$ моль/дм³.

72. Константа равновесия реакции:

$\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г})$ равна $0,1$. Равновесные концентрации (моль/дм³) водорода и аммиака равны $0,6$ и $0,2$ соответственно. Вычислите начальную и равновесную концентрации азота.

73. В каком направлении сместится равновесие реакции:

$2\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г})$, если давление в системе уменьшить в два раза?

74. В каком направлении сместится равновесие реакции:

$\text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$ при увеличении объема системы в три раза?

75. Для реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ равновесные концентрации (моль/дм³) были: $[\text{N}_2] = 0,3$; $[\text{H}_2] = 0,9$; $[\text{NH}_3] = 0,4$. Как изменится скорость прямой реакции, если увеличить давление в 5 раз? В каком направлении сместится равновесие при этом?

76. Как повлияет понижение температуры и давления на равновесие следующих гомогенных реакций:

а) $3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{O}_3$, $\Delta\text{H}^0 = +184,6$ кДж;

б) $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$, $\Delta\text{H}^0 = -566,0$ кДж;

в) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$, $\Delta\text{H}^0 = -92,4$ кДж;

г) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$, $\Delta\text{H}^0 = -196,6$ кДж;

д) $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$, $\Delta\text{H}^0 = -114,5$ кДж?

77. В системе:

$\text{CaCO}_3(\text{кр}) \leftrightarrow \text{CaO}(\text{кр}) + \text{CO}_2(\text{г})$; $\Delta\text{H}^0 = +179$ кДж

установилось равновесие. В какую сторону оно сместится при повышении температуры?

78. В системе: $3\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{кр}) + \text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{кр}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$ установилось равновесие. В какую сторону оно сместится при повышении давления?

79. Как, изменяя давление можно повысить выход продуктов следующих реакций:

а) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$; б) $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$;

в) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$; г) $\text{PCl}_5(\text{г}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$;

д) $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{графит}) \leftrightarrow \text{CO}(\text{г})$?

80. Действием каких факторов можно сместить равновесие указанных реакций вправо:

а) $\text{C}(\text{графит}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) - 129,89$ кДж;

б) $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2 - 54,47$ кДж;

в) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3 + 192,74$ кДж?

81. В гомогенной системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ равновесные концентрации реагирующих веществ: $[\text{CO}] = 0,4$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0,6$ моль/л; $[\text{COCl}_2] = 1,2$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и ис-

ходные концентрации хлора и СО.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ АВТОМАТИЗИРОВАННОГО ТЕСТОВОГО КОНТРОЛЯ

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 ВЕЩЕСТВОМ, НО НЕ МОЖЕТ ОБМЕНИВАТЬСЯ С НЕЙ ЭНЕРГИЕЙ _____
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 () может протекать самопроизвольно

- эндотермический
- экзотермический
- самопроизвольно протекать не может

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

- самопроизвольно протекать не может
- может протекать самопроизвольно
- экзотермический
- эндотермический

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

- может протекать самопроизвольно
- экзотермический
- самопроизвольно протекать не может
- эндотермический

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

- самопроизвольно протекать не может
- экзотермический
- может протекать самопроизвольно
- эндотермический

13. ИЗМЕНЕНИЕ БЕСПОРЯДКА В ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ВЫРАЖАЕТ ВЕЛИЧИНА _____

14. ИЗМЕНЕНИЕ ТЕПЛОСОДЕРЖАНИЯ В ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ВЫРАЖАЕТ ВЕЛИЧИНА _____

15. ПЕРВЫЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ:

- При абсолютном нуле энтропия любой термодинамической системы равна нулю.
- Изменение внутренней энергии системы равно переданной теплоте и совершенной работе;

Тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния системы и не зависит от промежуточных стадий процесса;

- тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния системы и не зависит от промежуточных стадий процесса;

- В изолированных термодинамических системах самопроизвольно протекают процессы, при которых энтропия возрастает;

16. ВТОРОЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ:

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

17. ТРЕТИЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ:

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

18. ЗАКОН ГЕССА:

- Тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния системы и не зависит от промежуточных стадий процесса;
- Изменение внутренней энергии системы равно переданной теплоте и совершенной работе;
- При абсолютном нуле энтропия любой термодинамической системы равна нулю.
- 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

- энтропия
- энергия Гиббса
- смещение химического равновесия
- тепловой эффект
- энтальпия

22. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКАЯ ВЕЛИЧИНА, ХАРАКТЕРИЗУЮЩАЯ УСИЛЕНИЕ БЕСПОРЯДКА В СИСТЕМЕ

- энтальпия

- () энергия Гиббса
- () энтропия
- () тепловой эффект
- () смещение химического равновесия

23. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКАЯ ВЕЛИЧИНА, ХАРАКТЕРИЗУЮЩАЯ ВОЗМОЖНОСТЬ ПРОТЕКАНИЯ РЕАКЦИИ

- () энтальпия
- () смещение химического равновесия
- () тепловой эффект
- () энтропия
- () 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:

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

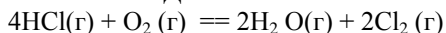
37. ИСХОДЯ ИЗ РЕАКЦИИ $3A + B = 2C + 3D$,
ИЗМЕНЕНИЕ ЭНТРОПИИ РЕАКЦИИ ВЫРАЖАЕТСЯ УРАВНЕНИЕМ:

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

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

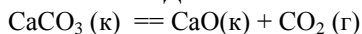
- $G(p\text{-ции}) = [2G(c) - 3G(d)] + [3G(a) - G(b)]$
- $G(p\text{-ции}) = [G(c) + G(d)] - [G(a) + G(b)]$
- $G(p\text{-ции}) = [2G(c) + 3G(d)] - [3G(a) + G(b)]$
- $G(p\text{-ции}) = [2G(c) + 3G(d)] + [3G(a) + G(b)]$

39. В ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ



ИЗМЕНЕНИЕ ЭНТРОПИИ ИМЕЕТ _____ ЗНАЧЕНИЕ

40. В ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ



ИЗМЕНЕНИЕ ЭНТРОПИИ ИМЕЕТ _____ ЗНАЧЕНИЕ

41. ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ КОН-
ЦЕНТРАЦИИ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ ВЫРАЖАЕТ ЗАКОН

- Гульдберга и Вааге;
- Ле Шателье;
- Вант-Гоффа;
- Рауля;

() Гесса

42. ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ ТЕМПЕРАТУРЫ ВЫРАЖАЕТ ЗАКОН

- () Рауля;
- () Гульдберга и Вааге;
- () Вант-Гоффа;
- () Ле Шателье;
- () Гесса

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

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

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

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

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

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

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

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

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 $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$ ВОЗРАСТЕТ В _____ РАЗ

49. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ ОКСИДА СЕРЫ (IV) В ТРИ РАЗА СКОРОСТЬ ПРЯМОЙ РЕАКЦИИ $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ ВОЗРАСТЕТ В _____ РАЗ

50. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ КИСЛОРОДА В ТРИ РАЗА СКОРОСТЬ ПРЯМОЙ РЕАКЦИИ $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ ВОЗРАСТЕТ В _____ РАЗА

51. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ КИСЛОРОДА В ДВА РАЗА СКОРОСТЬ ПРЯМОЙ РЕАКЦИИ $4HCl(r) + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O(r) + 2Cl$ ВОЗРАСТЕТ В _____ РАЗА

52. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ $HCl(r)$ В ДВА РАЗА СКОРОСТЬ ПРЯМОЙ РЕАКЦИИ $4HCl(r) + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O(r) + 2Cl$: ВОЗРАСТЕТ В _____ РАЗА

53. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ ХЛОРА В ДВА РАЗА СКОРОСТЬ ПРЯМОЙ РЕАКЦИИ $4HCl(r) + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O(r) + 2Cl$: ВОЗРАСТЕТ В _____ РАЗА

54. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ АЗОТА В ТРИ РАЗА СКОРОСТЬ ОБРАТНОЙ РЕАКЦИИ $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$

- () возрастет в девять раз;
- () уменьшится в девять раз
- () не изменится
- () возрастет в три раза;
- () 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

- возрастет в три раза;
- возрастет в девять раз;
- уменьшится в три раза;
- не изменится
- уменьшится в девять раз

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

- не изменится
- возрастет в девять раз;
- возрастет в три раза;
- уменьшится в три раза;
- уменьшится в девять раз

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

- сместится вправо;
- сместится влево;
- не нарушится

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

- не нарушится
- сместится вправо;
- сместится влево;

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

- сместится вправо;
- не нарушится
- сместится влево;

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

- сместится влево;
- сместится вправо;
- не нарушится

65. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ КИСЛОРОДА В ТРИ РАЗА РАВНОВЕСИЕ СИСТЕМЫ $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$

- сместится влево;
- не нарушится
- сместится вправо;

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

- не нарушится
- сместится вправо;
- сместится влево;

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

- сместится влево;
- не нарушится
- сместится вправо;

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

- сместится влево;
- сместится вправо;
- не нарушится

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

- не нарушится
- сместится влево;
- сместится вправо;

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

- числа столкновений молекул
- энергии активации процесса
- энергии молекул

() массы и объёма вещества

71. ДЛЯ УВЕЛИЧЕНИЯ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ МЕЖДУ ГАЗООБРАЗНЫМИ ВЕЩЕСТВАМИ НЕОБХОДИМО:

- () повысить температуру и давление
- () понизить температуру и давление
- () повысить давление и понизить температуру
- () понизить давление и повысить температуру

72. ВВЕДЕНИЕ КАТАЛИЗАТОРА В СИСТЕМУ, НАХОДЯЩУЮСЯ В СОСТОЯНИИ РАВНОВЕСИЯ

- () увеличивает скорость только прямой реакции
- () увеличивает скорость только обратной реакции
- () увеличивает скорость и прямой, и обратной реакции
- () не оказывает влияния на скорость и прямой, и обратной реакции

73. ПРИ ОБЫЧНЫХ УСЛОВИЯХ С НАИМЕНЬШЕЙ СКОРОСТЬЮ ПРОТЕКАЕТ РЕАКЦИЯ МЕЖДУ

- () Fe и O₂
- () Na и O₂
- () CaCO₃ и HCl (p-p)
- () Na₂SO₄(p-p) и BaCl₂ (p-p)

74. ПРИ ОБЫЧНЫХ УСЛОВИЯХ С НАИМЕНЬШЕЙ СКОРОСТЬЮ ПРОТЕКАЕТ РЕАКЦИЯ МЕЖДУ

- () Fe и O₂
- () Cu и O₂
- () Mg и HCl (10% p-p)
- () Zn и HCl (10% p-p)

75. В ОБЫЧНЫХ УСЛОВИЯХ С НАИБОЛЬШЕЙ СКОРОСТЬЮ ПРОТЕКАЕТ ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ

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

76. С НАИБОЛЬШЕЙ СКОРОСТЬЮ ПРИ КОМНАТНОЙ ТЕМПЕРАТУРЕ ПРОТЕКАЕТ РЕАКЦИЯ МЕЖДУ

- () Fe + H₂SO₄(раствор) →

- BaCl_2 (раствор) + Na_2SO_4 (раствор) \rightarrow
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{Na} \rightarrow$
 $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl}$ (раствор) \rightarrow

77. С НАИБОЛЬШЕЙ СКОРОСТЬЮ С КИСЛОРОДОМ ПРИ КОМНАТНОЙ ТЕМПЕРАТУРЕ РЕАГИРУЕТ

- Fe
 Al
 Zn
 Na

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

- барием
 цинком
 медью
 кальцием

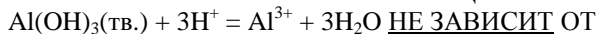
79. С НАИБОЛЬШЕЙ СКОРОСТЬЮ ПРОТЕКАЕТ РЕАКЦИЯ РАСТВОРА СЕРНОЙ КИСЛОТЫ С

- медью
 цинком
 магнием
 железом

80. С НАИБОЛЬШЕЙ СКОРОСТЬЮ ПРОХОДИТ РЕАКЦИЯ МЕЖДУ ВОДОРОДОМ И

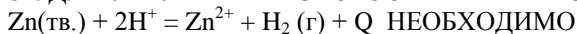
- фтором
 йодом
 хлором
 бромом

81. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ



- природы взятой кислоты
 концентрации ионов алюминия
 температуры
 концентрации ионов водорода

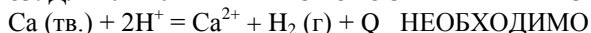
82. ДЛЯ УВЕЛИЧЕНИЯ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ



- уменьшить концентрацию ионов цинка

- увеличить концентрацию ионов водорода
- увеличить температуру
- увеличить концентрацию ионов цинка

83. ДЛЯ УВЕЛИЧЕНИЯ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ



- уменьшить концентрацию ионов водорода
- увеличить концентрацию ионов водорода
- понизить температуру
- повысить давление

84. НАИБОЛЕЕ ВАЖНЫМ УСЛОВИЕМ УВЕЛИЧЕНИЯ СКОРОСТИ ГЕТЕРОГЕННОЙ РЕАКЦИИ ЯВЛЯЕТСЯ

- изменение концентрации участников реакции
- уменьшение температуры
- изменение давления
- увеличение площади соприкосновения реагирующих веществ

85. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ ВОДОРОДА В 2 РАЗА СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ $\text{N}_2 (\text{г}) + 3\text{H}_2 (\text{г}) = 2\text{NH}_3 (\text{г})$ возрастет в

- 4 раза
- 2 раза
- 8 раз
- 6 раз

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

- 30°
- 40°
- 50°
- 60°

87. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ ДАВЛЕНИЯ В СИСТЕМЕ В 3 РАЗА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ $2\text{NO}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{NO}_2 (\text{г})$

- увеличится в 9 раз
- увеличится в 27 раз
- не изменится
- 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

- 9 раз
- 4,5 раза
- 3 раза
- 18 раз

89. СКОРОСТЬ ПРОЦЕССА УВЕЛИЧИЛАСЬ В 9 РАЗ ПРИ ПОВЫШЕНИИ ТЕМПЕРАТУРЫ НА 20⁰С. ТЕМПЕРАТУРНЫЙ КОЭФФИЦИЕНТ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ РАВЕН

- 2
- 4,5
- 4
- 3

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

- 40
- 80
- 20
- 30

91. ДОБАВЛЕНИЕ ВОДОРОДА В СИСТЕМУ $N_2(g) + 3H_2(g) = 2NH_3(g) + Q$

- увеличивает выход продукта реакции
- смещает положение равновесия в сторону исходных веществ
- не изменяет положение равновесия
- ускоряет реакцию разложения аммиака

92. УДАЛЕНИЕ ОКСИДА УГЛЕРОДА (IV) ПРИ ОБЖИГЕ ИЗВЕСТНЯКА
 $CaCO_3(t) = CaO(t) + CO_2(g) - Q$

- уменьшает выход продуктов реакции
- увеличивает скорость прямой реакции
- смещает положение равновесия вправо
- не влияет на положение равновесия

93. РАВНОВЕСИЕ В СИСТЕМЕ $3O_2(g) = 2O_3(g) - Q$ СМЕСТИТСЯ ВПРАВО ПРИ УМЕНЬШЕНИИ

- температуры
- концентрации кислорода
- давления
- концентрации озона

94. ИЗМЕНЕНИЕ ДАВЛЕНИЯ ОКАЗЫВАЕТ ВЛИЯНИЕ НА СМЕЩЕНИЕ РАВНОВЕСИЯ В СИСТЕМЕ

- $2SO_2(g) + O_2(g) = 2SO_3(g)$

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

95. ПОВЫШЕНИЕ ДАВЛЕНИЯ УВЕЛИЧИВАЕТ ВЫХОД ПРОДУКТА РЕАКЦИИ В СИСТЕМЕ

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

96. НЕОБРАТИМОЙ ЯВЛЯЕТСЯ РЕАКЦИЯ

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

97. НЕОБРАТИМОЙ ЯВЛЯЕТСЯ РЕАКЦИЯ

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

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

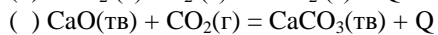
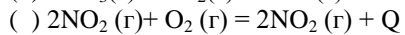
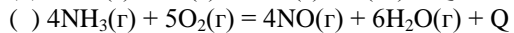
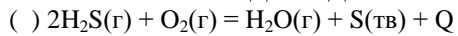
- () в сторону продуктов реакции необходимо
- () понизить давление
- () повысить температуру
- () понизить температуру
- () ввести катализатор

99. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ СМЕСТИТСЯ В СТОРОНУ ОБРАЗОВАНИЯ ПРОДУКТОВ КАК ПРИ Понижении температуры, так и при повышении давления в системе

- () $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{Q}$
- () $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г}) + \text{Q}$
- () $\text{N}_2\text{O}(\text{г}) = \text{NO}(\text{г}) + \text{NO}_2(\text{г}) - \text{Q}$
- () $\text{C}(\text{тв}) + 2\text{N}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{N}_2(\text{г}) + \text{Q}$

100. Охлаждение системы и увеличение её объёма уве-

ЛИЧИВАЮТ ВЫХОД ПРОДУКТА РЕАКЦИИ



Правильные ответы:

Вопрос	Ответ	Вопрос	Ответ
1.	однородная	34.	отрицательно
2.	неоднородная	35.	возрастанием
3.	изолированная	36.	2
4.	закрытая	37.	4
5.	открытая	38.	3
6.	изобарный	39.	отрицательное
7.	изотермический	40.	положительное
8.	1-2;2-4;3-3;4-1	41.	1
9.	3	42.	3
10.	4	43.	3
11.	1	44.	3
12.	1	45.	1
13.	энтропия	46.	1
14.	энтальпия	47.	3
15.	2	48.	9
16.	3	49.	9
17.	3	50.	3
18.	1	51.	2
19.	энтропия	52.	16
20.	энтальпия	53.	4
21.	5	54.	5
22.	3	55.	27
23.	5	56.	8
24.	положительное	57.	9
25.	отрицательное	58.	4
26.	отрицательное	59.	2
27.	положительное	60.	5
28.	нулевое	61.	1
29.	уменьшается	62.	2
30.	возрастает	63.	3
31.	возрастает	64.	3
32.	уменьшается	65.	3
33.	положительно	66.	2

Вопрос	Ответ	Вопрос	Ответ
67.	1	84.	4
68.	2	85.	3
69.	3	86.	3
70.	1	87.	2
71.	1	88.	3
72.	3	89.	4
73.	1	90.	4
74.	2	91.	1
75.	2	92.	3
76.	2	93.	4
77.	4	94.	1
78.	1	95.	1
79.	3	96.	3
80.	1	97.	1
81.	2	98.	4
82.	2	99.	2
83.	2	100.	2

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

Основная:

1. Коровин Н.В. Общая химия: Учебник для вузов. М.: Высшая школа, 1998.-558 с.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. М.: Высшая школа, 2002.
3. Васильев В.П. Сборник вопросов, упражнений и задач. - М., 2003.
4. Романцева Л.М., Лещинская З.Л., Суханова В.А. Сборник задач и упражнений по общей химии. - М.: Высшая школа, 1991. - 288с.

Дополнительная:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1998. -743с.
2. Князев Д.А., Смартыгин С.Н. Неорганическая химия. М.: Дрофа, 2004.
3. Кульман А.Г. Общая химия. М.: Колос, 1979. - 528с.
4. Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия. М.: Высшая школа 1994
5. Гольдбрайт З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии. -М.: Высшая школа, 1997.

ПРИЛОЖЕНИЯ

1. Стандартные энтальпии образования ΔH^0_{298} , энтропии S^0_{298} , и энергии Гиббса ΔG^0_{298} некоторых веществ при 298К

Вещество	ΔH^0_{298} , кДж/моль	S^0_{298} , Дж/моль·К	ΔG^0_{298} , кДж/моль
Ag (к)	0	42,69	0
AgBr (к)	-99,16	107,1	-95,94
AgCl (к)	-126,8	96,07	-109,7
AgI (к)	-64,2	114,2	-66,3
AgF (к)	-202,9	83,7	-184,9
AgNO ₃ (к)	-120,7	140,9	-32,2
Ag ₂ O (к)	-30,56	121,7	-10,82
Ag ₂ CO ₃ (к)	-506,1	167,4	-437,1
Al (к)	0	28,31	0
Al ₂ O ₃ (к)	-1675,0	50,94	-1576,4
Al(OH) ₃ (к)	-1275,7	71,1	-1139,72
AlCl ₃ (к)	-697,4	167,0	-636,8
Al ₂ (SO ₄) ₃ (к)	-3434,0	239,2	-3091,9
As (к)	0	35,1	0
As ₂ O ₃ (к)	-656,8	107,1	-575,0
As ₂ O ₅ (к)	-918,0	105,4	-772,4
Au (к)	0	47,65	0
AuF (к)	-74,3	96,4	-58,6
AuF ₃ (к)	-348,53	114,2	-297,48
Au(OH) ₃ (к)	-418,4	121,3	-289,95
AuCl ₃ (к)	-118,4	146,4	-48,53
B(к)	0	5,87	0
B ₂ O ₃ (к)	-1264,0	53,85	-1184,0
B ₂ H ₆ (к)	31,4	232,9	82,8
Ba(к)	0	64,9	0
BaCO ₃ (к)	-1202,0	112,1	-1138,8
Be (к)	0	9,54	0
BeO(к)	-598,7	14,10	-581,6
BeCO ₃ (к)	-981,57	199,4	-944,75
Bi(к)	0	56,9	0
BiCl ₃ (г)	-270,7	356,9	-260,2
BiCl ₃ (к)	-379,1	189,5	-318,9
Br ₂ (г)	30,92	245,35	3,14
HBr (г)	-36,23	198,48	-53,22
C (алмаз)	1,897	2,38	2,866
C(графит)	0	5,74	0
CO (г)	-110,5	197,4	-137,27
CO ₂ (г)	-393,51	213,6	-394,38
COCl ₂ (г)	-223,0	289,2	-210,5

Вещество	ΔH^0_{298} , кДж/моль	S^0_{298} , Дж/моль·К	ΔG^0_{298} , кДж/моль
CS ₂ (г)	115,3	237,8	65,1
CS ₂ (ж)	87,8	151,0	63,6
C ₂ H ₂ (г)	226,75	200,8	209,2
C ₂ H ₄ (г)	52,28	219,4	68,12
CH ₄ (г)	-74,85	186,19	-50,79
C ₂ H ₆ (г)	-84,67	229,5	-32,89
C ₆ H ₆ (ж)	49,04	173,2	124,5
CH ₃ OH (ж)	-238,7	126,7	-166,31
C ₂ H ₅ OH (ж)	-227,6	160,7	-174,77
CH ₃ COOH (ж)	-484,9	159,8	-392,46
Ca (к)	0	41,62	0
CaO (к)	-635,1	39,7	-604,2
CaF ₂ (к)	-1214,0	68,87	-1161,0
CaCl ₂ (к)	-785,8	113,8	-750,2
CaC ₂ (к)	-62,7	70,3	-67,8
Ca ₃ N ₂ (к)	-431,8	104,6	-368,6
Ca(OH) ₂ (к)	-986,2	83,4	-896,76
CaSO ₄ (к)	-1424,0	106,7	-1320,3
CaSiO ₃ (к)	-1579,0	87,45	-1495,4
Ca ₃ (PO ₄) ₂ (к)	-4125,0	240,9	-3899,5
CaCO ₃ (к)	-1206,0	92,9	-1128,8
Cl ₂ (г)	0	223,0	0
HCl (г)	-92,3	186,7	-95,27
HCl (ж)	-167,5	55,2	-131,2
HClO (ж)	-116,4	129,7	80,0
Cr (к)	0	23,76	0
Cr ₂ O ₃ (к)	-1141,0	81,1	-1046,84
Cr(CO) ₆ (к)	-1075,62	359,4	-982,0
Cs(к)	0	84,35	0
Cs ₂ O (к)	-317,6	123,8	-274,5
CsOH (к)	-406,5	77,8	-355,2
Cu (к)	0	33,3	0
Cu ₂ O (к)	-167,36	93,93	-146,36
CuO (к)	-165,3	42,64	-127,19
Cu(OH) ₂ (к)	-443,9	79,5	-356,9
CuF ₂ (к)	-530,9	84,5	-485,3
CuCl ₂ (к)	-205,9	113,0	-166,1
CuBr (к)	-141,42	142,34	-126,78
CuI ₂ (к)	-21,34	159,0	-23,85
Cu ₂ S (к)	-82,01	119,24	-86,19
CuS (к)	-48,5	66,5	-48,95
CuSO ₄ (к)	-771,1	133,3	-661,91
CuCO ₃ (к)	-594,96	87,9	-517,98

Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль·К	ΔG_{298}^0 , кДж/моль
Cu(NO ₃) ₂ (к)	-307,11	193,0	-114,22
Fe (к)	0	27,15	0
FeO (к)	-263,68	58,79	-244,35
FeCl ₂ (к)	-341,0	119,66	-302,08
Fe ₂ O ₃ (к)	-821,32	89,96	-740,99
Fe(OH) ₃ (к)	-824,25	96,23	-694,54
FeCl ₃ (к)	-405,0	130,1	-336,39
FeSO ₄ (к)	-922,57	107,51	-829,69
FeCO ₃ (к)	-744,75	92,9	-637,88
GeO (к)	-305,4	50,2	-276,1
GeO ₂ (к)	-539,74	52,30	-531,4
H ₂ (г)	0	130,6	0
H ₂ O (г)	-241,84	188,74	-228,8
H ₂ O (ж)	-285,84	69,96	-237,5
H ₂ O ₂ (ж)	-187,36	105,86	-117,57
Hg (к)	0	76,1	0
HgCl ₂ (к)	-230,12	144,35	-185,77
Hg ₂ Cl ₂ (к)	-264,85	185,81	-210,66
I ₂ (к)	0	116,73	0
I ₂ (г)	62,24	260,58	19,4
HI (г)	25,94	206,33	1,30
HIO (ж)	-158,9	24,32	-98,7
K (к)	0	64,35	0
K ₂ O (к)	-361,5	87,0	-193,3
KOH (к)	-425,93	59,41	-374,47
KNO ₃ (к)	-492,71	123,93	-393,13
KNO ₂ (к)	-370,28	117,17	-281,58
K ₂ SO ₄ (к)	-1433,44	175,73	-1316,37
KHSO ₄ (к)	-1158,1	187,89	-1043,49
KH (к)	-56,9	67,95	-38,49
Li (к)	0	28,03	0
Li ₂ O (к)	-595,8	37,9	-560,2
LiOH (к)	-487,8	42,81	-443,1
Mg (к)	0	32,55	0
MgO (к)	-601,24	26,94	-569,6
Mg(OH) ₂ (к)	-924,66	63,14	-833,7
MgCO ₃ (к)	-1096,21	65,69	-1029,3
MnSO ₄ (к)	-1063,74	112,13	-955,96
N ₂ (г)	0	191,5	0
N ₂ O (г)	81,55	220,0	103,6
NO (г)	90,37	210,62	86,69
NO ₂ (г)	33,89	240,45	51,84
N ₂ O ₄ (г)	9,37	304,3	98,29

Вещество	ΔH^0_{298} , кДж/моль	S^0_{298} , Дж/моль·К	ΔG^0_{298} , кДж/моль
NH ₃ (г)	-46,19	192,5	16,64
HNO ₃ (ж)	-173,0	156,16	-79,91
NH ₄ Cl (к)	-315,39	94,56	-343,64
NH ₄ OH (к)	-366,69	179,9	-263,8
Na (к)	0	51,42	0
Na ₂ O (к)	-430,6	71,1	-376,6
NaOH (к)	-426,6	64,18	-377,0
NaCl (к)	-410	72,36	-384,0
Na ₂ CO ₃ (к)	-1129,0	136,0	-1047,7
Na ₂ SO ₄ (к)	-1384,0	149,4	-1266,8
Na ₂ SiO ₃ (к)	-1518,0	113,8	-1426,7
O ₂ (г)	0	205,03	0
P (красный)	-18,41	22,8	-13,81
PCl ₃ (г)	-277,0	311,7	-286,27
PCl ₅ (г)	-369,45	362,9	-324,55
HPO ₃ (ж)	-982,4	150,6	-902,91
H ₃ PO ₄ (ж)	-1271,94	200,83	-1147,25
Pb (к)	0	64,9	0
PbO (к)	-217,86	67,4	-188,49
PbO ₂ (к)	-276,86	76,44	-218,99
PbCl (к)	-359,2	136,4	-313,97
PbSO ₄ (к)	-918,1	147,28	-811,24
PbS (к)	-94,28	91,20	-92,68
Rb (к)	0	76,2	0
Rb ₂ O (к)	-330,12	109,6	-290,79
RbOH (к)	-413,8	70,7	-364,43
S (ромб.)	0	31,88	0
SO ₂ (г)	-296,9	248,1	-300,37
SO ₃ (г)	-395,2	256,23	-370,37
H ₂ S (г)	-20,15	205,64	-33,02
H ₂ S (ж)	-39,33	122,2	-27,36
H ₂ SO ₄ (ж)	-811,3	156,9	-724,0
H ₂ Se (г)	85,77	221,3	71,13
SiO ₂ (г)	-859,3	42,09	-803,75
SnO (к)	-286,0	56,74	-257,32
SnO ₂ (к)	-580,8	52,34	-519,65
SrO (к)	-590,4	54,4	-559,8
SrCO ₃ (к)	-1221,3	97,1	-1137,6
H ₂ Te (г)	154,39	234,3	138,48
Zn (к)	0	41,59	0
ZnO (к)	-349,0	43,5	-318,19
ZnS (к)	-201,0	57,7	-198,32
ZnSO ₄ (к)	-978,2	124,6	-871,75

2. Физические величины, используемые при решении задач

Наименование величины	Единицы измерения	Обозначение
Количество вещества	моль	ν (ню) или n
Масса вещества	мг, г, кг	m
Молярная масса	г/моль, кг/моль	M
Молярный объём	л/моль, м ³ /моль	V_M
Объём вещества, раствора	л, м ³ , мл	V
Плотность вещества, раствора	г/мл, г/см ³ , кг/м ³	ρ (ро)
Относительная атомная масса	безразмерная	A_r
Относительная молекулярная масса	безразмерная	M_r
Массовая доля растворённого вещества, элемента в соединении	безразмерная или %	ω (омега)
Выход вещества	безразмерная или %	η (эта)
Объёмная доля газа в смеси	безразмерная или %	ϕ (фи)
Постоянная Авогадро	N_A , моль ⁻¹	$6,02 \cdot 10^{23}$
Универсальная газовая постоянная	R , Дж/моль·К	8,314
Стандартный молярный объём идеального газа при н.у. (0°C, 1 атм)	м ³ /моль	$22,4 \cdot 10^{-3}$
Нормальное атмосферное давление	P , Па	101325

3. Греческий алфавит

A, α	альфа	N, ν	ню
B, β	бета	Ξ , ξ	кси
Γ , γ	гамма	O, o	омикрон
Δ , δ	дэльта	Π , π	пи
E, ϵ	эпсилон	ρ , ρ	ро
Z, ζ	дзета	Σ , σ	сигма
H, η	эта	T, τ	тау
Θ , θ	тэта	Υ , υ	ипсилон
J, ι	йота	Φ , ϕ	фи
K, κ	каппа	χ , χ	хи
Λ , λ	ламбда	Ψ , ψ	пси
M, μ	ми	Ω , ω	омега

4. Латинский алфавит

A, a	a	N, n	эн
B, b	бэ	O, o	о
C, c	цэ	P, p	пэ
D, d	дэ	Q, q	ку
E, e	е	R, r	эр
F, f	эф	S, s	эс
G, g	жэ	T, t	тэ
H, h	аш	U, u	у
I, i	и	V, v	вэ
J, j	жи	W, w	дубль-вэ
K, k	ка	X, x	икс
L, l	эль	Y, y	игрек
M, m	эм	Z, z	зэт

Учебное издание

Мартынова Елена Владимировна
Чекин Геннадий Владимирович
Талызина Татьяна Леонидовна
Талызин Виктор Васильевич

Основные закономерности протекания химических реакций
пособие для аудиторной и внеаудиторной работы студентов

Издание третье

Редактор Лебедева Е.М.

Подписано к печати 04.09.2014 г. Формат 60x84¹/₁₆.

Бумага офсетная. Усл. п. л. 3,95. Тираж 100 экз. Изд. № 2359.

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