

Министерство образования и науки Российской Федерации

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Оренбургский государственный университет»

Кафедра химии

В.И. Федорченко, Н.И. Вербицкая

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Рекомендовано к изданию Редакционно-издательским советом федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего профессионального образования «Оренбургский государственный университет» в качестве методических указаний для студентов, обучающихся по программам высшего профессионального образования по техническим направлениям подготовки

Оренбург
2012

УДК 544(076)

ББК 24.5я7

Ф

Рецензент – кандидат биологических наук, доцент М.Ю. Гарицкая

Федорченко, В.И.

Ф Химическая кинетика и химическое равновесие: методические указания для самостоятельной работы студентов/ В.И.Федорченко, Н.И. Вербицкая; Оренбургский гос. ун-т. - Оренбург: ОГУ, 2012. - 38 с.

В методических указаниях изложен теоретический материал по теме «Химическая кинетика и химическое равновесие», которая является одной из основных в учебной дисциплине «Химия», предложен большой перечень вопросов и упражнений, способствующих усвоению и закреплению материала по данной теме. В разделе также представлены лабораторные практикумы.

Методические указания написаны и предназначены для студентов специальностей по техническим направлениям.

УДК 544(076)

ББК 24.5я7

© Федорченко В.И.,
Вербицкая Н.И., 2012
© ОГУ, 2012

Содержание

Введение	4
1 Основы химической кинетики	5
1.1 Определение скорости химической реакции	5
1.2 Факторы, влияющие на скорость химических реакций	7
1.2.1 Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции	7
1.2.2 Влияние температуры на скорость химической реакции	9
1.2.3 Влияние природы реагирующих веществ. Теория активации Аррениуса	9
1.2.3 Влияние катализатора	12
2 Химическое равновесие	14
2.1 Константа химического равновесия	14
2.2 Смещение химического равновесия	15
2.3 Влияние различных факторов на смещение равновесия химической реакции	16
2.3.1 Влияние температуры	16
2.3.2 Влияние давления	17
2.3.2 Влияние концентрации веществ	18
3 Лабораторная работа «Кинетика и химическое равновесие»	20
4 Вопросы для самопроверки и контроля	22
4.1 Контрольные вопросы	22
4.2 Тестовые задания для самоподготовки	22
4.3 Контрольные вопросы	25
4.4 Контрольные вопросы и задания	27
Список использованных источников	28

Введение

Инженер любой специальности должен обладать достаточными знаниями в области химии. Изучение курса химии способствует развитию логического химического мышления, позволяет получить современное научное представление о механизме превращения химических соединений. Необходимо прочно усвоить основные законы химии.

Данное пособие представляет собой сборник заданий для самостоятельной работы студентов, изучающих раздел «Химическая кинетика и химической равновесие» учебной дисциплины «Химия». Данный раздел является одним из важнейших в химической науке, так как все практические достижения в химии, а также технологические процессы, использующие химические реакции, основаны на законах химической кинетики и химического равновесия. Поэтому теоретические аспекты данной раздела химии представлены достаточно подробно, с использованием различных примеров. Также предлагается большой перечень вопросов и упражнений, которые должны способствовать усвоению и закреплению материала по данному разделу программы.

Пособие написано в соответствии с требованиями Государственного образовательного стандарта и программами курса «Химия». Последовательность изложения материала соответствует последовательности его изложения в лекционном курсе. Содержит вопросы и задания для самостоятельной работы студентов.

1 Основы химической кинетики

1.1 Определение скорости химической реакции

При химической реакции, как известно, реагирующие (исходные) вещества превращаются в продукты реакции. Рассмотрим некоторые положения протекания реакций.

Все исходные вещества и продукты химической реакции (совокупность этих веществ называется химической системой) связаны между собой уравнением химической реакции



где A, B – исходные вещества;

C, R – продукты химической реакции;

a, b, c, r – коэффициенты уравнения, прямо пропорциональные числу моль реагирующих и образующихся веществ.

Понятно, что масса (или концентрация) исходных веществ при протекании химической реакции уменьшается, а продуктов реакции – увеличивается.

Химическая кинетика изучает изменение концентраций реагирующих веществ и продуктов химической реакции во времени. Но, по всеобщему определению, изменение какой-либо величины во времени (т.е. первая производная по времени) называется скоростью. Потому скорость химической реакции v выражается формулой

$$v = \Delta C / \Delta t \quad - \text{средняя скорость химической реакции,} \quad (1.2)$$

$$v = dC / dt \quad - \text{мгновенная скорость химической реакции,} \quad (1.3)$$

где C – концентрация,

t – время.

Напомним, что концентрация – это величина, которая показывает количество вещества в единице объема, то есть

$$C = n/V = m/(M \cdot V), \quad (1.4)$$

где n – число моль вещества,

m – масса вещества,

V – объем системы.

Так как все исходные вещества и продукты химической реакции связаны между собой уравнением химической реакции



то при химическом взаимодействии реакции изменяются концентрации всех веществ химической системы. То есть, если прореагировало a вещество A , то при этом обязательно прореагирует b моль вещества B и образуется c моль вещества C и r моль вещества R . То же самое можно сказать и об изменениях концентраций этих веществ. Получается, что каждое вещество в химической системе будет убывать (исходные вещества) или увеличиваться (продукты реакции) со своей скоростью. Но, хотя, скорости убывания исходных веществ и увеличения продуктов реакции будут различны, они будут связаны между собой с учетом коэффициентов уравнения химической реакции

$$v = -\frac{1}{a} \cdot \frac{\Delta C_A}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \cdot \frac{\Delta C_B}{\Delta t} = \frac{1}{c} \cdot \frac{\Delta C_C}{\Delta t} = \frac{1}{r} \cdot \frac{\Delta C_R}{\Delta t} \quad (1.6)$$

В выражениях (1.2) и (1.6) величина ΔC определяется как

$$\Delta C = C_{\text{кон}} - C_{\text{нач}}, \quad (1.7)$$

где $C_{кон}$ – конечная концентрация вещества;

$C_{нач}$ – начальная концентрация вещества.

Очевидно, что для веществ A и B будем иметь $\Delta C_A < 0$ и $\Delta C_B < 0$ (концентрации реагирующих веществ убывают). Так как величина скорости должна быть положительной, то в выражении (1.6) для скорости реакции по веществам A и B ставится знак «минус»

Понятно, что, используя выражение (1.6), можно определить скорость убывания или увеличения любого вещества в химической системе, если известна скорость реакции хотя бы по одному веществу.

Если химическая реакция протекает в объеме системы и между реагирующими веществами отсутствует видимая граница (поверхность раздела), то химическая реакция называется гомогенной. Обычно гомогенная реакция протекает между веществами, находящимися в одинаковых агрегатных состояниях. Гомогенная химическая реакция протекает во всем объеме системы. Примером гомогенной реакции являются реакции между газами или растворами.

Если химическая реакция протекает между веществами, находящимися в различных агрегатных состояниях, то между этими веществами имеется видимая граница, называемая границей раздела фаз (газ - твердое тело, газ-жидкость, жидкость - твердое тело). Такая химическая реакция называется гетерогенной. В гетерогенных химических реакция само химическое взаимодействие протекает на границе раздела фаз. Например, растворение металлического цинка в растворе кислоты происходит на поверхности кусочка металла.

1.2 Факторы, влияющие на скорость химических реакций

1.2.1 Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции выражается законом действующих масс:

- скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых с показателями степеней, равными коэффициентам уравнения химической реакции.

Тогда, согласно уравнению химической реакции (1.1), выражение для скорости химической реакции v имеет вид

$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b ,$$

или

$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b \quad (1.8)$$

где k - константа скорости химической реакции;

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

Выражение (1.8) также называется кинетическим уравнением скорости химической реакции.

Легко показать, что если концентрации реагирующих веществ будут равны 1 моль/л, то $v = k$. То есть, константа скорости химической реакции равна скорости химической реакции при исходных концентрациях реагирующих веществ, равных 1 моль/л.

Если реагирующие вещества являются газами, то в кинетическое уравнение вместо концентраций веществ подставляются значения парциальных давлений реагирующих газов

$$v = k \cdot [P'_A]^a \cdot [P'_B]^b \quad (1.9)$$

где $[P'_A], [P'_B]$ - парциальные давления газообразных веществ A и B .

Зная кинетическое уравнение химической реакции, легко определить изменение скорости реакции при изменении концентрации какого-либо вещества.

Пример – как изменится скорость химической реакции $3A + B = 2C$, если концентрацию вещества A увеличить в 4 раза.

Решение:

Кинетическое уравнение для исходной реакции имеет вид

$$v = k \cdot [A]^3 \cdot [B]^1,$$

а при увеличении концентрации вещества A в 4 раза кинетическое уравнение приобретает вид

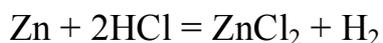
$$v' = k \cdot [4A]^3 \cdot [B]^1 = k \cdot 4^3 \cdot [A]^3 \cdot [B]^1 = 64 \cdot k \cdot [A]^3 \cdot [B]^1.$$

Тогда отношение скоростей будет равно

$$v' / v = (64 \cdot k \cdot [A]^3 \cdot [B]^1) / (k \cdot [A]^3 \cdot [B]^1) = 64$$

То есть, при повышении концентрации вещества A в 4 раза скорость химической реакции увеличится в 64 раза.

Выражение (1.8) применимо для гомогенной химической реакции. Рассмотрим, можно ли данное выражение применить для гетерогенной химической реакции. Рассмотрим реакцию взаимодействия раствора соляной кислоты с металлическим цинком



Чтобы происходила химическая реакция, необходимо, чтобы молекулы или атомы реагирующих веществ контактировали между собой. Но в нашем случае такое взаимодействие ограничено тем, что атомы цинка неподвижны, так как находятся в куске металлического цинка. Значит, реакция будет происходить тогда, когда молекулы HCl , двигаясь в растворе, подойдут (за счет диффузии) к поверхности металлического цинка. То есть данная реакция протекает в виде следующих стадий:

1) диффузия молекул HCl из глубины раствора к поверхности металлического цинка (понятно, что скорость диффузии тем выше, чем больше концентрация HCl в растворе);

2) химическая реакция на поверхности металла;

3) удаление с поверхности металла образовавшегося газообразного водорода и растворения соли $ZnCl_2$ (поверхность металла должна оставаться чистой, иначе химическая реакция прекратится).

Из данного примера видно, что скорость данной химической реакции будет зависеть только от концентрации HCl, но не зависит от концентрации цинка (на поверхности металла концентрация цинка постоянна).

Будет ли зависеть скорость реакции от размеров и состояния кусочка цинка. Очевидно, что цинковые стружки (или опилки) будут растворяться значительно быстрее, чем сплошной кусок цинка. Почему это происходит? Объясняется это тем, что площадь поверхности сплошного куса металла меньше, чем у металла такой же массы в виде опилок или стружек. То есть скорость химической реакции зависит от площади соприкосновения реагирующих веществ; чем она больше, тем выше скорость химической реакции. Площадь соприкосновения веществ с различным агрегатным состоянием называется площадью поверхности раздела фаз. Поэтому выражение (1.8) справедливо для единицы площади поверхности твердого тела и называется удельной скоростью химической реакции; при этом кинетическое уравнение включает в себя концентрацию более подвижного вещества (в данном случае раствора HCl

$$v_{уд} = k \cdot [HCl] \quad (1.10)$$

Тогда общая скорость реакции, протекающая между реагирующими веществами, находящимися в различных агрегатных состояниях (жидкость-газ, твердое тело-газ, твердое тело-жидкость) будет равна

$$v_{\text{общ}} = v_{\text{уд}} \cdot S, \quad (1.11)$$

где S – площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ, находящихся в различных агрегатных состояниях (площадь поверхности раздела фаз).

Если площадь поверхности соприкосновения (раздела) фаз велика, то общая скорость химической реакции может быть очень большой и протекать в виде взрыва. Поэтому в цилиндрах автомобильных двигателей топливо распыляется в виде мельчайших капель и оно сгорает с большой скоростью. Также по причине большой площади поверхности раздела фаз взрываются облака угольной пыли, распыленной муки, сахарной пудры и т.д.

1.2.2 Влияние температуры на скорость химической реакции

Влияние температуры на скорость химической реакции описывается эмпирическим уравнением Вант-Гоффа

$$\frac{v_{T_1}}{v_{T_2}} = Y^{(T_2 - T_1)/10}, \quad (1.12)$$

где v_{T_1} , v_{T_2} - скорости химической реакции при температуре T_1 и T_2 соответственно;

Y - температурный коэффициент реакции, устанавливаемый экспериментально.

Опытным путем установлено, что в большинстве случаев $Y = 2 - 4$, то есть при повышении температуры системы на 10°C , скорость химической реакции увеличивается в 2 - 4 раза.

1.2.3 Влияние природы реагирующих веществ. Теория активации Аррениуса

Что собой представляет химическая реакция, если рассматривать этот процесс на уровне атомов или молекул взаимодействующих веществ. Очевидно, что в любом случае должно произойти столкновение молекул реагирующих веществ между собой, эти молекулы сольются и образуют продукты химической реакции.

Но каждое ли столкновение молекул реагирующих веществ приводит к химическому взаимодействию? Действительно, некоторые реакции протекают практически при любых условиях. Например, кусочек цинка будет растворяться в кислоте при любых температурах существования раствора кислоты в жидком виде (то есть в интервале температур от 0 °С до 100 °С). Однако большинство реакций для своего протекания требуют выполнения определенных условий (температура, давление, свет и т.д.).

Рассмотрим это на простом примере. Химическая активность кислорода знакома всем ещё со школьной скамьи: кислород очень активен, в кислороде сгорает даже железо и т.д. Однако мы живем в воздушном океане (атмосфере) в котором 21 % кислорода и все горючее вещество (дерево, бумага, нефть и т.д.) не сгорает «синим пламенем». Для того, чтобы началась химическая реакция горения, необходим первоначальный источник высокой температуры (спичка). Значит, этот источник высокой температуры стал инициатором химической реакции, а до этого молекулы кислорода сталкиваются с молекулами различных веществ и химическая реакция при этом не происходит или происходит очень медленно (гниение дерева или бумаги происходит в течение нескольких лет и даже веков).

На основании подобных рассуждений ученый Аррениус разработал теорию, которая впоследствии была названа «теорией активации Аррениуса». Эта теория включает в себя следующие основные положения:

1) не каждое столкновение молекул (атомов) реагирующих веществ приводит к протеканию химической реакции; для этого молекулы реагирующих веществ должны обладать кинетической энергией, превышающей потенциальную энергию взаимного отталкивания электронных оболочек молекул (атомов) реагирующих веществ;

2) если молекулы (атомы) реагирующих веществ обладают достаточной кинетической энергией, то в результате их слияния образуется промежуточный активированный комплекс, энергия которого выше средней энергии исходных реагирующих молекул (атомов);

3) промежуточный активированный комплекс является неустойчивым и в результате перераспределения химических связей распадается на продукты реакции.

Самым важным выводом из данной теории является констатация того факта, что протекание любой химической реакции сопровождается преодолением молекулами реагирующих веществ энергетического барьера.

Рассмотрим положения этой теории применительно к химической реакции



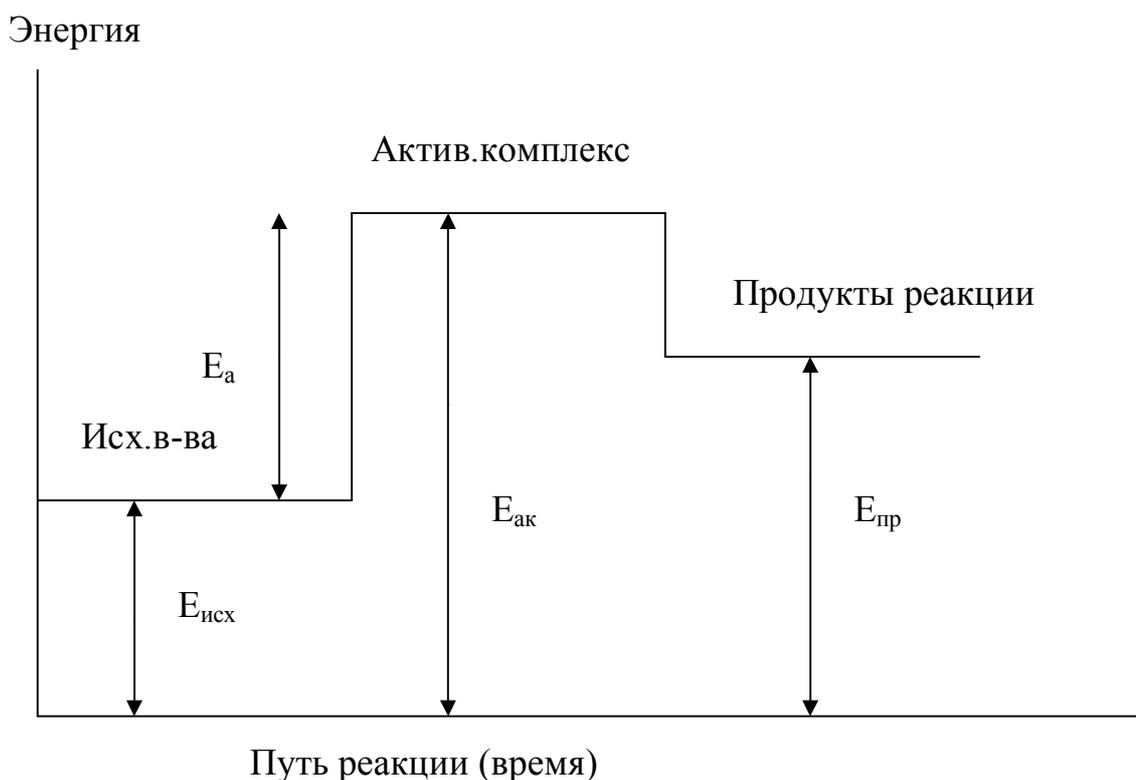
В данном уравнении отражены только исходные вещества и продукты реакции, но не показан механизм процесса, возможные стадии протекания химического взаимодействия. Если данную реакцию рассматривать в соответствии с теорией Аррениуса, то процесс химического взаимодействия протекает следующим образом



Изменение энергии системы в ходе химической реакции показано на рисунке 1. Из рисунка ясно, что в ходе химической реакции энергия химической системы проходит через энергетический максимум. Из рисунка также видно, что

$$E_{\text{ак}} - E_{\text{исх}} = E_a \quad (1.14)$$

E_a называется энергией активации химической реакции. Энергия активация – эта дополнительная энергия, которую необходимо сообщить молекулам реагирующих веществ, чтобы они вступили в химическую реакцию.



$E_{\text{исх}}$ – энергия исходных молекул;

E_a – энергия активации;

$E_{\text{ак}}$ – энергия активированного комплекса;

$E_{\text{пр}}$ – энергия продуктов реакции.

Рисунок 1 – Изменение энергии системы в ходе химической реакции

Из положения теории активации и из рисунка 1 понятно, что чем меньше энергия активации, тем легче (то есть с большей скоростью) протекает химическая реакция. В результате математических расчетов было показано, что величину энергии активации можно связать с константой скорости химической реакции k уравнение (1.8). Полученное уравнение называется уравнением Аррениуса и имеет вид

$$k = Ae^{-E/RT}, \quad (1.15)$$

где A – коэффициент;

e – основание натурального логарифма;

E – энергия активации;

R – универсальная газовая постоянная;

T – абсолютная температура.

Энергия активации выражается в кДж/моль.

Из выражения (1.14) ясно, что чем меньше энергия активации и чем выше температура, тем больше константа скорости химической реакции k , то есть больше скорость химической реакции.

На основании данной теории теперь становится механизм протекания химических реакции, например горения. Для начала горения мы используем внешний источник тепла (спичку). От огонька спички молекулы исходных веществ приобретают энергию, равную энергии активации, и начинают вступать в химическую реакцию. При этом выделяется тепло (тепловой эффект химической реакции), которое сообщает дополнительную энергии. Следующим молекулам исходных веществ и т.д. Понятно, что реакция горения будет протекать до тех пор, пока либо не прореагируют все исходные молекулы, либо произойдет охлаждение системы, при которой молекулы будут получать недостаточное количество энергии (меньше энергии активации молекул).

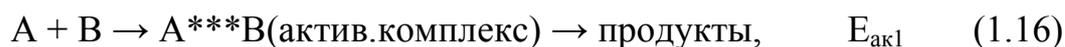
1.2.3 Влияние катализатора

Катализ – это явление изменения скорости химической реакции под действием катализаторов - веществ, участвующих в химической реакции, но остающихся в неизменном виде к концу процесса.

Если добавление катализатора увеличивает скорость химической реакции, то катализ является положительным, если уменьшает - то отрицательным. Если катализатор и химические вещества в системе имеют одинаковое агрегатное состояние, то катализ является гомогенным, если разное - то гетерогенным.

Действие катализатора обусловлено тем, что катализатор входит в состав активированного комплекса. При этом энергия активированного комплекса (то есть, энергия активации) изменяется по сравнению с энергией активированного комплекса, образованного без катализатора.

Например, если исходными веществами являются А и В, то при химической реакции между ними в отсутствие и при наличии катализатора происходят следующие процессы (К-катализатор)



Каждый из этих процессов обладает своей величиной энергии активации ($E_{\text{ак1}}$ и $E_{\text{ак2}}$ соответственно). Если $E_{\text{ак1}} > E_{\text{ак2}}$, то получается, что образующийся активированный комплекс без катализатора обладает большей энергией активации, чем активированный комплекс, в состав которого входит катализатор. То есть, энергия активации химической реакции, протекающей с участием катализатора, будет меньше, чем энергия активации химической реакции, протекающей без участия катализатора. А из этого следует, что в данном случае наличие катализатора увеличивает скорость химической реакции (положительный катализ). Понятно, что если $E_{\text{ак1}} < E_{\text{ак2}}$, то мы

наблюдаем отрицательный катализ, то есть катализатор замедляет скорость химической реакции.

Наибольшее применение находят катализаторы, находящиеся в твердом агрегатном состоянии (в виде гранул, стружек и т.д.). При этом катализаторы засыпаются в металлические корпуса различной формы (каталитический реактор), а реагирующие вещества пропускают через слой катализатора с определенной скоростью. Катализаторы находят широкое применение для увеличения скорости химических процессов, используемых в промышленности (органический синтез, получение кислот и т.д.). Катализаторы используют для очистки выхлопных газов автомобильных двигателей (в каталитических реакторах догорают остатки несгоревшего топлива и продукты неполного сгорания топлива, превращаясь в углекислый газ и воду).

В качестве примеров отрицательного катализа можно привести примеры использования различных солей, в растворах которых замедляется скорость коррозии (ржавления) металла. Например, если в раствор соляной кислоты добавить уротропин, скорость взаимодействия железа с кислотой уменьшится в несколько десятков раз. Поэтому раствор соляной кислоты с добавками уротропина используют для очистки поверхностей водогрейных труб и котлов от ржавчины и накипи. При этом соляная кислота хорошо реагирует с самой ржавчиной и другими отложениями на поверхности металла, практически не разрушая сам металл.

Катализаторы, уменьшающие скорость химических реакций, называют также ингибиторами.

2 Химическое равновесие

2.1 Константа химического равновесия

Большинство химических реакций протекает в обоих направлениях. В данном случае говорят об обратимых реакциях, которые записываются в виде



причем, реакция, читаемая слева направо, считается прямой реакцией, а читаемая справа налево - обратной реакцией.

Для каждого из этих процессов справедливы кинетические уравнения, а именно:

- скорость прямой реакции выражается зависимостью

$$v_{np} = k_{np} \cdot [A]^a \cdot [B]^b ; \quad (2.2)$$

- скорость обратной реакции выражается зависимостью

$$v_{обр} = k_{обр} \cdot [C]^c \cdot [R]^r , \quad (2.3)$$

где k_{np} и $k_{обр}$ - константы скорости прямой и обратной реакций соответственно.

В момент химического равновесия скорости прямой и обратной реакций становятся равными, то есть

$$k_{np} \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_{обр} \cdot [C]^c \cdot [R]^r \quad (2.4)$$

Последнее равенство можно записать в виде

$$K_c = k_{np}/k_{обр} = \frac{[C]^c \cdot [R]^r}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad (2.5)$$

Величина K_c называется константой химического равновесия и является важной характеристикой любой обратимой реакции, а концентрации веществ $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[R]$ в этом уравнении называются равновесными. Поэтому величина K_c более правильно называть константой химического равновесия при равновесных концентрациях веществ в системе.

Если все вещества в системе являются газами, то константу равновесия можно выразить через величины равновесных парциальных давлений соответствующих газов. В этом случае выражение (2.5) принимает вид

$$K_p = ([P'_C]^c \cdot [P'_R]^d) / ([P'_A]^a \cdot [P'_B]^a), \quad (2.6)$$

где K_p – константа равновесия при равновесных парциальных давлениях.

Важно отметить, что состояние химического равновесия сохраняется сколь угодно долго, если остаются постоянными параметры системы (температура, давление, концентрация веществ). Однако, если в системе изменится величина хотя бы одного из названных параметров, то в системе будет наблюдаться нарушение химического равновесия. При этом начнут протекать с различными скоростями прямая и обратная реакции и будут они протекать до тех пор, пока соотношение новых равновесных концентраций, в соответствии с выражением (2.5), вновь не станет равным значению константы равновесия K .

2.2 Смещение химического равновесия

Рассмотрим подробнее процесс нарушения химического равновесия путем изменения концентрации какого-либо вещества в системе.

Для химической системы, находящейся в состоянии химического равновесия выражение для константы равновесия имеет вид (2.5), в котором показаны равновесные концентрации всех веществ в системе. Предположим,

что в равновесную систему мы добавили некоторое дополнительное количества вещества A . Тогда концентрация этого вещества стала равной A' .

Но если величину A' подставить в выражение (2.5), то у нас получится неравенство (так как знаменатель увеличился)

$$K < ([C]^c \cdot [R]^r) / ([A']^a \cdot [B]^b) \quad (2.7)$$

Чтобы неравенство (2.6) превратилось в равенство, необходимо уменьшить концентрацию вещества A . Для этого необходимо, чтобы начала протекать прямая реакция, по которой вещество A расходуется. Но в химической системе все вещества связаны между собой уравнением химической реакции, поэтому если израсходуется вещество A , то одновременно с этим израсходуется вещество B и образуются новые количества веществ C и R . При этом изменении концентраций знаменатель выражения (2.6) будет уменьшаться, а числитель – увеличиваться, и при некотором изменении концентраций всех веществ выражение (2.6) вновь станет равенством. Предположим, что концентрация вещества A' изменилась на величину ax (a – коэффициент уравнения химической реакции, x – степень превращения вещества). Тогда концентрация вещества A' стала равной $(A' - ax)$, а концентрации других веществ станут равными $(B - bx)$, $(C + cx)$, $(R + rx)$. Тогда неравенство (2.6) станет равенством в виде

$$K = \frac{[C - cx]^c \cdot [R - rx]^r}{[A' - ax]^a \cdot [B - bx]^b} \quad (2.8)$$

Из выражения (2.8) следует, что при вновь установившемся равновесии величины равновесных концентраций всех веществ в системе стали другими. Переход от одних равновесных концентраций к другим называется смещением химического равновесия.

Смещение химического равновесия - это процесс, когда в системе изменяются концентрации всех веществ, причем концентрация тех веществ, куда смещается равновесие увеличивается, а концентрация тех веществ, откуда смещается равновесие уменьшается.

Для определения направления смещения химического равновесия используется принцип Ле Шателье, если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать какое-нибудь внешнее воздействие, то система изменится таким образом, чтобы ослабить (скомпенсировать) это внешнее воздействие.

Смещение равновесие химического процесса является важнейшим вопросом в химии, поэтому рассмотрим факторы, приводящие к смещению химических равновесий с позиции принципа Ле-Шателье. Для химической системы таковыми факторами являются температура (или тепловой эффект), давление и концентрация вещества.

2.3 Влияние различных факторов на смещение равновесия химической реакции

2.3.1 Влияние температуры

Прежде, чем рассматривать влияние температуры на смещение химического равновесия, необходимо отметить два важных момента.

Во-первых, температура химической системы зависит от теплового эффекта химической реакции. Если реакция экзотермическая (протекает с выделением тепла, $\Delta H < 0$), то температура в системе повышается: если реакция эндотермическая (протекает с поглощением тепла, $\Delta H > 0$) – температура понижается.

Во-вторых, в случае обратимой химической реакции тепловые эффекты прямой и обратной химической реакций равны по величине и противоположны по знаку. Если прямая химическая реакция является экзотермической, то обратная будет эндотермической и наоборот. Поэтому

для обратимых реакций указывается тепловой эффект только прямой реакции.

Рассмотрим пример, когда прямая химическая реакция является экзотермической (соответственно, обратная реакция является эндотермической), то есть



Если в системе повысить температуру, то согласно принципу Ле-Шателье, система должно измениться таким образом, чтобы ослабить (скомпенсировать) данное внешнее воздействие. Очевидно, что для этого в системе должна протекать эндотермическая реакция, при которой будет происходить поглощение теплоты (и, соответственно, понижение температуры). Так как эндотермической реакцией в нашем случае является обратная реакция, то равновесие в нашей системе будет смещаться влево или в сторону образования исходных веществ.

Рассматривая другие варианты и рассуждая подобным образом, можно сделать вывод: повышение температуры смещает химическое равновесие в сторону протекания эндотермической реакции, а понижение температуры - в сторону протекания экзотермической реакции.

Например: в какую сторону смещается равновесие химической реакции



при понижении температуры?

Решение. Из уравнения химической реакции следует, что прямая реакция, является экзотермической, т.е. протекает с выделением тепла. Соответственно, обратная реакция является эндотермической, то есть протекает с поглощением тепла. Поэтому, понижение температуры системы вызовет её обратную реакцию, направленную на компенсацию отбираемого

тепла. Для этого необходимо, чтобы протекала прямая экзотермическая реакция. Таким образом, понижение температуры системы будет смещать равновесие вправо, то есть в сторону образования продуктов (SO_3).

2.3.2 Влияние давления

Для учета влияния давления на смещение химического равновесия необходимо вспомнить, что повышение внешнего давления приводит к уменьшению объема газовой системы и наоборот (объем жидких и твердых тел в результате изменения давления меняется незначительно). Очевидно также, что, если химическая реакция протекает с увеличением объема, то при постоянном объеме (например, в колбе или автоклаве) в химической системе будет увеличиваться давление.

Изменение объема газов в ходе химической реакции определяется путем сравнения коэффициентов для газообразных веществ до и после реакции. Коэффициенты в уравнении химической реакции, как известно, пропорциональны числу моль реагирующих и образующихся веществ, поэтому та часть химического уравнения, которая имеет большую сумму коэффициентов перед газообразными веществами, обладает большим объемом.

Значит, в соответствии с принципом Ле-Шателье, повышение давления в равновесной химической системе смещает химическое равновесие в сторону протекания реакции, сопровождающейся уменьшением объема, а понижение давления смещает химическое равновесие в сторону протекания реакции, сопровождающейся увеличением объема.

Например: в какую сторону сместится химическое равновесие системы



при уменьшения давления?

Решение.

Сравним коэффициенты химического уравнения для исходных вещества и продуктов реакции, причем учитываем только газообразные вещества. Имеем в левой части уравнения реакции 1 моль газа (CO_2), а в правой - 2 моля газа (CO). Значит, данная химическая реакция протекает с увеличением объема (1 моль газа при н.у. занимает объем 22,4 л). А так как при уменьшении давления равновесие химической реакции смещается в сторону протекания реакции, сопровождающейся увеличением объема, то в данном случае равновесие смещается вправо (протекает прямая реакция), то есть в сторону образования продуктов реакции.

2.3.2 Влияние концентрации веществ

При рассмотрении данного вопроса необходимо исходить из того, что концентрации веществ в системе меняются в зависимости от направления протекания химической реакции. Так, для системы



при протекании прямой реакции концентрации веществ А и В будут уменьшаться, но одновременно концентрации веществ С и R будут увеличиваться; в случае протекания обратной реакции картина будет выглядеть прямо противоположно. Поэтому, если в системе, находящейся в состоянии химического равновесия, изменить каким-либо образом концентрация любого вещества, то система будет реагировать таким образом, чтобы нейтрализовать (скомпенсировать) это изменение.

Например, в данную систему дополнительно внесли некоторое количество вещества R и повысили, таким образом, его концентрацию. Согласно принципу Ле-Шателье система должна нейтрализовать данное воздействие, то есть уменьшить концентрацию вещества R. А это возможно, если будет протекать обратная реакция. Но в этом случае равновесие

химической реакции сместится влево, то есть в сторону образования исходных веществ. Если мы, например, уменьшим каким-либо образом в системе концентрацию вещества А, то в системе, для нейтрализации данного воздействия, должна будет протекать обратная реакция, так как при этом образуется дополнительное количество вещества А.

Таким образом:

- при уменьшении в системе концентрации какого-либо вещества в системе равновесие химической реакции смещается в сторону протекания реакции, сопровождающейся образованием данного вещества и наоборот, при увеличении концентрации какого-либо вещества в системе равновесие химической реакции смещается в сторону протекания реакции, сопровождающейся расходом данного вещества.

Это утверждение можно сформулировать также следующим образом: если концентрация какого-либо вещества в равновесной системе уменьшается, то равновесие смещается в сторону протекания той реакции, в котором данное вещество будет являться продуктом реакции, а если концентрация вещества в равновесной системе увеличивается, то равновесие смещается в сторону протекания той реакции, в ходе которой данное вещество является исходным (реагирующим).

Знание факторов, смещающих направление химического равновесия конкретной химической реакции, позволяет управлять технологическими процессами, основанными на протекании химических процессов. Например, начальной стадией получения азотных удобрений является реакция синтеза аммиака



Данная реакция протекает с уменьшением объема и поглощение теплоты. Поэтому, чтобы увеличить выход аммиака, то есть сместить равновесие данной химической реакции вправо, необходимо:

- увеличить давление в системе;
- повысить температуру системы.

Синтез аммиака проводится в специальных реакторах при высоких давлениях смеси газов N_2 и H_2 (давление до 200 атм и выше) и высокой температуре (от 300 °С до 450 °С). При более мягких условиях (меньше температура и давление) аммиак практически не образуется. То есть равновесие химической реакции смещается влево.

3 Лабораторная работа

Кинетика и химическое равновесие

Опыт 1 – Зависимость скорости реакции от концентрации

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ изучают на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:



Признаком реакции является помутнение раствора вследствие образования элементарной серы. Необходимо измерить время от начала реакции до появления едва заметной мути. Зная время протекания реакции, легко определить скорость реакции, т.к. последняя является величиной обратной времени.

В три пробирки налить из бюретки по 3 мл раствора серной кислоты.

В три другие пробирки налить раствор тиосульфата натрия: 4мл – в первую, 2 мл – во вторую, 1 мл – в третью. Довести общий объем раствора в каждой из пробирок до 4 мл, добавив необходимое количество воды (во вторую пробирку – 2 мл, в третью – 3 мл).

Опыт проводится следующим образом. Необходимо быстро прилить в первую пробирку с тиосульфатом натрия раствор серной кислоты, отметив

при этом время. Наблюдая за раствором, отметить время помутнения раствора. Для лучшей фиксации времени начала помутнения раствора необходимо наблюдать за раствором при боковом освещении на темном фоне.

Проделать то же самое с четырьмя оставшимися пробирками. Необходимо отметить, что время помутнения в первом опыте будет максимальным, и от опыта к опыту время помутнения будет уменьшаться.

Результаты опыта занести в таблицу 1

Таблица 1 – Результаты опыта

№ пробирки	H ₂ SO ₄ , мл	Na ₂ S ₂ O ₃ , мл	Время, с	Скорость, с ⁻¹
1	3	4		
2	3	2 + 2мл H ₂ O		
3	3	1 + 3мл H ₂ O		

Опыт 2 – Влияние степени дисперсности реагирующих веществ

В сухую фарфоровую ступку насыпать небольшое количество иодида калия и такое же количество нитрата свинца и несколько раз сильно встряхнуть. Наблюдается какое – либо изменение? Разотрите полученную смесь фарфоровым пестиком. Что наблюдается? В эту же ступку капнуть 1-2 капли воды. Что произошло?

Объясните весь опыт в целом, составьте уравнение реакции между веществами.

Опыт 3 – Смещение химического равновесия при изменении концентрации

В пробирку налейте 4 мл воды и добавьте по 4 капли насыщенного раствора роданида аммония (NH₄CNS) и хлорида железа (FeCl₃), раствор должен иметь светло – красный цвет (если необходимо, раствор можно разбавить водой). Такую окраску имеет раствор химического соединения

$\text{Fe}(\text{CNS})_3$, причём интенсивность окраски тем выше, чем больше концентрация этого вещества в растворе. Составьте уравнение обратимой реакции и уравнение константы равновесия. Разлейте раствор в 4 пробирки: объёмы растворов должны быть одинаковыми.

В первую пробирку влейте из капельницы 2 капли концентрированного раствора хлорида железа. Изменяется ли интенсивность окраски и как? Дайте объяснение, исходя из уравнения констант равновесия. В какую сторону сместилось равновесие в системе?

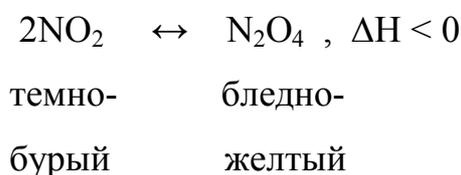
Во вторую пробирку добавьте 2 – 3 капли насыщенного раствора роданида аммония. Наблюдайте прошедшие изменения и дайте необходимые объяснения.

В третью пробирку внесите шпателем щепотку кристаллического хлорида аммония (NH_4Cl), сравните окраску с окраской раствора в 4 пробирке. Что происходит в данном случае? Дайте необходимое объяснение.

Опыт 4 – Влияние температуры на смещение равновесия

Прибор, в котором изучается смещение равновесия, состоит из двух овальных или круглых баллонов, соединённых между собой стеклянной трубкой. Прибор заполнен бурым газом – двуокиси азота, находящейся в равновесии со своим димером N_2O_4 , являющимся бесцветным веществом.

Состояние равновесия, определённое следующим термохимическим уравнением:



в сильной степени зависит от температуры.

Один конец прибора опустите в стакан с горячей водой, а другой в стакан с охлаждающей смесью (снег с поваренной солью). Через 3 – 4 минуты отметьте окраску содержимого в обеих частях прибора и объясните наблюдаемые изменения.

4 Вопросы для самопроверки и контроля

4.1 Контрольные вопросы

- 1 Дайте определение скорости химической реакции?
- 2 Перечислите факторы, влияющие на скорость химической реакции.
- 3 Как влияет концентрация реагирующих веществ на скорость химической реакции? Сформулируйте закон действующих масс.
- 4 Опишите влияние температуры на скорость химической реакции.
- 5 Что такое состояние химического равновесия?
- 6 Как вычисляется величина константы химического равновесия?
- 7 Что такое смещение химического равновесия?
- 8 Сформулируйте принцип Ле-Шателье о смещении химического равновесия.
- 9 Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?
- 10 Как влияет температура системы на направление смещения химического равновесия?
- 11 Как влияет изменение давления в системе на смещение химического равновесия?
- 12 Как влияет изменение концентрации вещества на смещение химического равновесия?

4.2 Тестовые задания для самоподготовки

1 Скорость химической реакции определяется по формуле:

(C - концентрация, t - время) ...

- a) $V = \Delta C / \Delta t$;
- b) $V = C / \Delta t$;
- c) $V = \Delta C / t$;
- d) $V = C / t$;
- e) $V = \Delta C * \Delta t$;

2 Укажите фактор, не влияющий на скорость химической реакции:

- a) массы реагирующих веществ;
- b) концентрация реагирующих веществ;
- c) наличие катализатора;
- d) природа реагирующих веществ;
- e) температура системы.

3 Укажите фактор, не влияющий на скорость химической реакции:

- a) концентрации реагирующих веществ;
- b) концентрация продуктов реакции;
- c) наличие катализатора;
- d) природа реагирующих веществ;
- e) температура системы.

4 Укажите фактор, не влияющий на скорость химической реакции:

- a) концентрации реагирующих веществ;
- b) объемы реагирующих веществ;
- c) наличие катализатора;
- d) природа реагирующих веществ;
- e) температура системы.

5 Укажите фактор, влияющий на скорость химической реакции:

- a) массы реагирующих веществ;
- b) объемы реагирующих веществ;
- c) концентрации продуктов реакции;
- d) агрегатное состояние реагирующих веществ;
- e) температура системы.

6 Укажите фактор, влияющий на скорость химической реакции:

- a) природа вещества (энергия активации процесса);

- b) объемы реагирующих веществ;
- c) концентрации продуктов реакции;
- d) агрегатное состояние реагирующих веществ;
- e) массы исходных веществ.

7 Укажите фактор, влияющий на скорость химической реакции:

- a) массы реагирующих веществ;
- b) наличие в системе катализатора;
- c) концентрации продуктов реакции;
- d) агрегатное состояние реагирующих веществ;
- e) объема исходных веществ.

8 Какое состояние системы называется химическим равновесием:

- a) когда скорости прямой и обратной реакций равны нулю;
- b) когда в системе не протекает ни прямая, ни обратная реакции;
- c) когда скорость прямой реакции больше скорости обратной;
- d) когда скорость прямой реакции меньше скорости обратной;
- e) когда скорость прямой и обратной реакций равны.

9 Укажите фактор, не влияющий на смещение химического равновесия:

- a) наличие в системе катализатора;
- b) повышение температуры системы;
- c) уменьшение концентрации исходных веществ;
- d) увеличение концентрации продуктов реакции;
- e) понижение температуры системы.

10 Как изменится скорость химической реакции $3A + B \rightarrow C$, если концентрацию вещества А уменьшить в 4 раза?

- a) уменьшится в 4 раза;
- b) уменьшится в 16 раз;

- c) уменьшится в 64 раза;
- d) увеличится в 16 раз;
- e) уменьшится в 12 раза.

11 Как изменится скорость химической реакции $2A + B \rightarrow C$, если концентрацию вещества А увеличить в 3 раза?

- a) увеличится в 6 раз;
- b) увеличится в 3 раза;
- c) увеличится в 8 раз;
- d) уменьшится в 3 раза;
- e) увеличится в 9 раз.

12 Чему равна константа равновесия химической реакции $2A+B\leftrightarrow 3C+2D$, если равновесные концентрации веществ в системе равны $C'_A = C'_B = C'_C = C'_D = 10$ моль/л?

- a) 10;
- b) 1;
- c) 100;
- d) 0,1;
- e) 0,01.

13 Чему равна константа равновесия химической реакции $A+3B\leftrightarrow 2C+2D$, если равновесные концентрации веществ в системе равны $C'_A = C'_B = C'_C = C'_D = 10$ моль/л?

- a) 1;
- b) 10;
- c) 100;
- d) 0,1;
- e) 0,01.

14 Как изменится скорость химической реакции, если температура в системе увеличится на 40 °С, а температурный коэффициент $\gamma = 3,0$?

- a) увеличится в 81 раз;
- b) увеличится в 27 раз;
- c) увеличится в 120 раз;
- d) увеличится в 40 раз;
- e) увеличится в 12 раз.

15 Как изменится скорость химической реакции, если температура в системе уменьшится на 30 °С, а температурный коэффициент $\gamma = 3,0$?

- a) уменьшится в 9 раз;
- b) уменьшится в 27 раз;
- c) уменьшится в 90 раз;
- d) уменьшится в 3 раза;
- e) уменьшится в 30 раз.

16 Какой из перечисленных факторов сместит равновесие химической реакции



в сторону образования продуктов реакции?

- a) повышение давления;
- b) понижение давления;
- c) увеличение концентрации N_2O_4 ;
- d) уменьшение концентрации NO_2 ;
- e) повышение температуры.

4.3 Контрольные задания

№ 1

1 Как изменится скорость химической реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если концентрацию вещества NO увеличить в 5 раз?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $A + B \leftrightarrow 3C + R$, если равновесные концентрации веществ равны $C_A = C_B = C_C = C_R = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества NO_2 , чтобы равновесие реакции $3NO_2 + H_2O_{(ж)} \leftrightarrow 2HNO_{3(ж)} + NO$, $\Delta H < 0$ сместить вправо?

№ 2

1 Как изменится скорость химической реакции $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$, если концентрацию вещества SO_2 уменьшить в 4 раза?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $2A + B \leftrightarrow 3C + 2R$, если равновесные концентрации веществ равны $C_A = C_B = C_C = C_R = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества NO , чтобы равновесие реакции $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$, $\Delta H < 0$ сместить вправо?

№ 3

1 Как изменится скорость химической реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$, если концентрацию вещества NO уменьшить в 6 раз?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $2A + 3B \leftrightarrow 3C + R$, если равновесные концентрации веществ равны $C_A = C_B = C_C = C_R = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества CO , чтобы равновесие реакции $CO + H_2O_{(ж)} \leftrightarrow CO_2 + H_2$, $\Delta H < 0$ сместить вправо?

№ 4

1 Как изменится скорость химической реакции $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$, если концентрацию вещества SO_2 увеличить в 3 раза?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $2A + B \leftrightarrow C + 3R$, если равновесные концентрации веществ равны $C_A = C_B = C_C = C_R = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества CO, чтобы равновесие реакции $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} \leftrightarrow \text{CO} + 3\text{H}_2$, $\Delta H > 0$ сместить вправо?

№ 5

1 Как изменится скорость химической реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$, если концентрацию вещества CO увеличить в 7 раз?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $2\text{A} + 3\text{B} \leftrightarrow \text{C} + 2\text{R}$, если равновесные концентрации веществ равны $C_{\text{A}} = C_{\text{B}} = C_{\text{C}} = C_{\text{R}} = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества CO_2 , чтобы равновесие реакции $\text{K}_2\text{O}_{(\text{ТВ})} + \text{CO}_2 \leftrightarrow \text{K}_2\text{CO}_3_{(\text{ТВ})}$, $\Delta H < 0$, сместить вправо?

№ 6

1 Как изменится скорость химической реакции $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$, если концентрацию вещества O_2 уменьшить в 4 раза?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow 3\text{C} + 2\text{R}$, если равновесные концентрации веществ равны $C_{\text{A}} = C_{\text{B}} = C_{\text{C}} = C_{\text{R}} = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества O_2 , чтобы равновесие реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$, $\Delta H < 0$ сместить вправо?

№ 7

1 Как изменится скорость химической реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$, если концентрацию вещества Cl_2 увеличить в 5 раз?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $3\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + 2\text{R}$, если равновесные концентрации веществ равны $C_{\text{A}} = C_{\text{B}} = C_{\text{C}} = C_{\text{R}} = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества CH_4 , чтобы равновесие реакции $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{Г})} \leftrightarrow \text{CO} + 3\text{H}_2$, $\Delta H < 0$ сместить вправо?

№ 8

1 Как изменится скорость химической реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если концентрацию вещества NO уменьшить в 6 раз?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $4\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + 2\text{R}$, если равновесные концентрации веществ равны $C_{\text{A}} = C_{\text{B}} = C_{\text{C}} = C_{\text{R}} = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества SO_2 , чтобы равновесие реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$, $\Delta H < 0$ сместить вправо?

№ 9

1 Как изменится скорость химической реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если концентрацию вещества O_2 уменьшить в 5 раз?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $2\text{A} + 2\text{B} \leftrightarrow 3\text{C} + \text{R}$, если равновесные концентрации веществ равны $C_{\text{A}} = C_{\text{B}} = C_{\text{C}} = C_{\text{R}} = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества CO, чтобы равновесие реакции $\text{C}_{(\text{ТВ})} + \text{CO}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}$, $\Delta H > 0$ сместить вправо?

№ 10

1 Как изменится скорость химической реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$, если концентрацию вещества Cl_2 уменьшить в 3 раза?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow 3\text{C} + \text{R}$, если равновесные концентрации веществ равны $C_{\text{A}} = C_{\text{B}} = C_{\text{C}} = C_{\text{R}} = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества S_2 , чтобы равновесие реакции $\text{S}_2 + 2\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_2$, $\Delta H < 0$ сместить вправо?

4.4 Контрольные вопросы и задачи

1 Напишите формулу, математически выражающую закон действия масс. Прочитайте этот закон.

2 Как и почему изменяется скорость химической реакции при изменении температуры?

3 Через 10 секунд после начала реакции: $2A + B = C$ концентрация вещества А равнялась 0,2 моль/л. За это время концентрация вещества В уменьшилась на 0,02 моль/л. Какова была начальная концентрация вещества А? Ответ: 0,24 моль/л.

4 Реакция при температуре 50°C протекает за 2 минуты. За сколько времени закончится эта реакция при температуре 70°C , если температурный коэффициент равен 3?

5 На сколько градусов надо увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз? Температурный коэффициент равен 2.

6 В чем заключается принцип Ле – Шателье? В какую сторону смещается равновесие в следующих процессах?

а) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$, $\Delta H = -284,2$ кДж;

б) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$, $\Delta H > 0$;

в) $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$, $\Delta H < 0$.

при увеличении давления и при увеличении температуры?

7 Реакция протекает по уравнению $A_2 + B_2 \leftrightarrow 2AB$. Определить константу равновесия, если равновесные концентрации равны:

$[A_2] = 0,2$ мол /л, $[B_2] = 0,3$ моль/л, $[AB] = 0,25$ моль/л.

Определить начальные концентрации A_2 и B_2 .

Список использованных источников

- 1 **Глинка, Н. Л.** Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл–Пресс, 2002. – 728 с.
- 2 **Глинка, Н. Л.** Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл–Пресс, 2002. – 240 с.
- 3 **Коровин, Н. В.** Курс общей химии / Н.В. Коровин. – М. : Высшая школа, 1981 – 431 с.
- 4 **Коровин, Н. В.** Задачи и упражнения по общей химии / Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2003. – 255 с.
- 5 **Романцева, Л. М.** Сб. задач и упражнений по общей химии / Л. М. Романцева, З. Л. Лещинская, В. А. Суханова. – М.: Высшая школа, 1991, – 287 с.
- 6 **Ахметов, Н. С.** Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2002. – 743 с.
- 7 **Ахметов, Н. С.** Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгина. – М.: Высшая школа, 1999. – 362 с.
- 8 **Витинг, Л. М.** Задачи и упражнения по общей химии / Л. М. Витинг, Л. А. Резницкий. – М.: МГУ, 1995. – 219 с.
- 9 **Гольбрайх, З. Е.** Сб. задач и упражнений по химии / З.Е. Гольбрайх. – М.: Высшая школа, 1976. – 215 с.
- 10 **Кульман, А. Г.** Сб. задач по общей химии / А.Г. Кульман. – М.: Высшая школа, 1975. – 232 с.
- 11 **Беляева, И. И.** Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / И. И. Беляева, Е. И. Сутягин, В. Л. Шелепина. – М.: Просвещение, 1989. – 245 с.
- 12 **Глинка, Н. Л.** Сб. задач и упражнений по химии / Н.Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – 264 с.