

Министерство образования Республики Беларусь
Учреждение образования
"Брестский государственный технический университет"
Кафедра инженерной экологии и химии

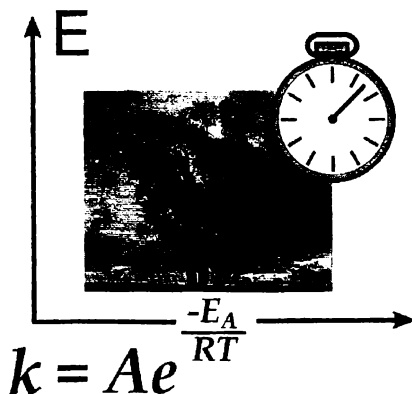
МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

к лабораторным и практическим работам по курсу «Химия»

по теме «Химическая кинетика»

для студентов специальностей:

- 36 01 01 "Технология машиностроения",
- 36 01 03 "Технология и оборудование машиностроительного производства",
- 37 01 06 "Техническая эксплуатация автомобилей",
- 40 02 01 "Вычислительные машины, системы и сети",
- 53 01 01 "Автоматизация технологических процессов и производств",
- 70 01 01 "Производство строительных изделий и конструкций",
- 70 02 01 "Промышленное и гражданское строительство",
- 70 03 01 "Автомобильные дороги",
- 70 04 03 "Водоотведение, водоснабжение и охрана водных ресурсов",
- 74 05 01 "Мелиорация и водное хозяйство"



Брест
2003

УДК 544.4

Методические указания содержат краткие теоретические положения основ современной химической кинетики, теории химического равновесия и катализа, а также описание лабораторных работ, предусмотренных программами курсов "Химия" и "Общая, неорганическая и физическая химия" для студентов различных специальностей Брестского государственного технического университета. В указания также включены сведения по технике безопасности при работе в химической лаборатории и индивидуальные контрольные задания для самостоятельного выполнения.

Составители: Басов С.В., к.т.н., доцент
Халецкий В.А., доцент
Тур Э.А., доцент

Рецензенты: Российский химико-технологический университет им. Д.И. Менделеева
(г. Москва, Российская Федерация)
Кафедра химической технологии пластических масс
Киреев В.В., д.х.н., профессор, зав. кафедрой

1. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

1.1. Скорость химической реакции

Химическая кинетика - раздел физической химии, изучающий скорости и механизмы протекания химических реакций. Основной задачей химической кинетики является построение математической модели химической реакции (расчет скорости и определение кинетических кривых, т.е. зависимости концентраций реагирующих веществ от времени) для выбора оптимальных условий ее осуществления.

Основным понятием химической кинетики является скорость химической реакции. *Скорость химической реакции* равна числу взаимодействий между частицами реагирующих веществ, приводящих к образованию продуктов реакции, в единицу времени в единице объема (для *гомогенных* реакций) или на единице поверхности раздела фаз (для *гетерогенных* реакций).

Гомогенной реакцией называется реакция, протекающая в однородной среде (в одной фазе), например, реакции в водных растворах или реакции между газообразными веществами. *Гетерогенные* реакции протекают на границе раздела фаз, например твердой и жидкой, твердой и газообразной.

Скорость химической реакции также показывает скорость, с которой образуются продукты, либо скорость, с которой расходуются реагенты при протекании химической реакции. Так как скорость реакции может изменяться с течением времени, то следует различать *среднюю* и *мгновенную* (истинную) скорости реакции.

Средняя скорость реакции \bar{v} в интервале времени от τ_1 до τ_2 определяется соотношением:

$$\bar{v} = \pm \frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau}, \quad (1)$$

где c_1 и c_2 молярная концентрация любого участника реакции в моменты времени τ_1 и τ_2 соответственно. Знак «-» перед дробью относится к концентрации исходных веществ, поскольку с течением времени их концентрация уменьшается (вещества расходуются), а знак «+» - к концентрации продуктов реакции, так как с течением времени их концентрации повышаются (вещества образуются).

Истинная скорость реакции v_t - скорость реакции в данный момент времени. Она определяется первой производной концентрации по времени:

$$v_t = dc / dt, \quad (2)$$

и показывает изменение концентрации dc за бесконечно малый промежуток времени dt . В дальнейшем в данных методических указаниях под скоростью химической реакции мы будем понимать истинную скорость.

1.2. Кинетическая кривая

Кинетическая кривая - зависимость изменения концентрации исходного вещества или продукта (или связанного с ними свойства системы) во времени в результате протекания химического процесса. Эта зависимость может быть выражена в графической, табличной или аналитической форме. В последнем случае аналитическое выражение кинетической кривой называется (математическим) *уравнением кинетической кривой*. Это уравнение может иметь форму $c = f(\tau)$ или $f(c) = k\tau$.

Типы кинетических кривых разнообразны. Вид кривой зависит, во-первых, от того, является ли вещество реагентом, промежуточным или конечным продуктом. Если вещество - реагент, то его концентрация уменьшается во времени. Если вещество - конечный продукт, то его концентрация увеличивается во времени. Если вещество про-

межуточный продукт, то его концентрация увеличивается, проходит через максимум, а затем уменьшается.

Во-вторых, вид кинетических кривых реагентов и продуктов зависит от того, идет ли процесс до конца, т.е. до полного расходования реагентов, или существует предельная степень превращения меньше 100%. Если реакция идет до конца, то $c(\tau) \rightarrow 0$ при $\tau \rightarrow \infty$. Часто встречаются химические процессы, которые не идут до конца. К ним относятся обратимые реакции, некоторые другие процессы. Кроме того, не расходуются до конца реагенты, если они взяты в нестехиометрическом соотношении.

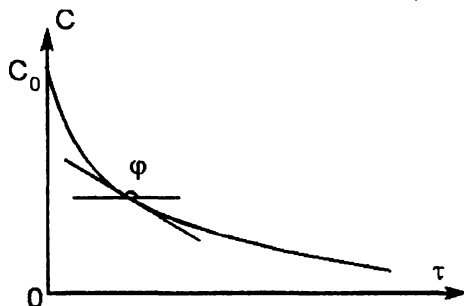


Рис. 1.1. Кинетическая кривая реакции первого порядка

Для эмпирического описания кинетических кривых используют различные формулы. Удачный подбор формулы позволяет наиболее точно определить начальную скорость реакции и ее скорость в любой момент времени.

- Типичный вид кинетической кривой приведен на рис. 1. Тангенс угла наклона кинетической кривой $c = f(\tau)$ в данной точке $dc/d\tau = \operatorname{tg}\varphi$ позволяет определить мгновенную скорость химической реакции.

1.3. Влияние различных факторов на скорость химической реакции

На скорость химической реакции оказывает влияние различные факторы, к важнейшим из которых относятся:

- природа реагирующих веществ;
- концентрация реагирующих веществ;
- давление (для реакций, идущих с участием газов);
- площадь реакционной поверхности (для гетерогенных реакций);
- температура;
- внешнее воздействие на систему (световое или ионизирующее излучение; механическое воздействие; ультразвук и т.д.);
- присутствие катализатора или ингибитора.

1.3.1. Влияние природы реагирующих веществ

Поскольку химическая реакция происходит только при столкновении частиц реагентов, определяющую роль играет их строение и характер химических связей, а также свойства образующихся веществ. Поэтому реакционная способность, а соответственно и скорость химической реакции даже в ряду однотипных соединений сильно отличается. Примером может служить взаимодействие между водородом и галогенами (элементами VII группы – фтором, хлором, бромом, йодом, астатом). Если реакция между фтором и водородом протекает необратимо при температурах близких к абсолютному ну-

лю даже в темноте (табл. 1.1), то для взаимодействия йода и водорода требуется не только высокая температура, но и наличие катализатора. Причем даже в этих условиях реакция протекает обратимо. Самый же тяжелый из галогенов, астат, с водородом вообще не взаимодействует, и соответствующий ему галогеноводород можно получить только косвенным методом из водных растворов.

Таблица 1.1. Механизм и условия химических реакций между водородом и галогенами.

Химическая Реакция	Механизм реакции	Условия	ΔH°_{298} , кДж/моль
$\frac{1}{2}F_2 + \frac{1}{2}H_2 = HF$	Разветвленный цепной	$-250^{\circ}C$, в темноте со взрывом	-270.1
$\frac{1}{2}Cl_2 + \frac{1}{2}H_2 = HCl$	Цепной	$20^{\circ}C$, на свету или сжигание	-93.8
$\frac{1}{2}Br_2 + \frac{1}{2}H_2 = HBr$	Цепной	$350^{\circ}C$, кат. Pt	-35.1
$\frac{1}{2}I_2 + \frac{1}{2}H_2 = HI$	Цепной	$500^{\circ}C$, кат. Pt	+25.8

1.3.2. Влияние концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс

С увеличением концентрации реагентов (числа молекул, атомов, ионов или радикалов в единице объема или на единице площади поверхности) чаще происходят столкновения частиц реагирующих веществ, и, по этой причине, скорость реакции возрастает.

В химической кинетике принято различать *простые* и *сложные* реакции. *Простыми* (элементарными) реакциями называются реакции, протекающие в одну стадию. *Сложными* реакциями называются процессы, имеющие сложный механизм и протекающие в несколько стадий, т.е. состоящие из некоторой последовательности элементарных реакций.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ для элементарных реакций определяется по основному закону химической кинетики – *закону действующих масс*, открытому норвежскими учеными Като Гульдбергом и Петером Вааге в 1867 году. Закон формулируется следующим образом:

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях с показателями, равными стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

Таким образом, для некоторой реакции, записанной в общем виде:



в соответствии с законом действующих масс скорость выражается соотношением:

$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b, \quad (4)$$

где $[A]$ и $[B]$ - молярные концентрации реагирующих веществ А и В соответственно; а и b - стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции; k - константа скорости реакции.

Выражение зависимости скорости реакции от концентрации называют *кинетическим уравнением*.

Константа скорости реакции k численно равна скорости реакции при условии, что произведение концентраций всех реагирующих веществ или каждая в отдельности концентрация равны 1 моль/л (т.е. $k = v$, если $[A]^a = 1$ и $[B]^b = 1$). Такой физический смысл константы скорости указывает на то, что ее величина должна зависеть от всех тех факторов, которые влияют на скорость реакции, за исключением изменения концентрации реагирующих веществ. Поэтому константа скорости в отличие от скорости

реакции не зависит от концентрации реагирующих веществ! Численное значение константы скорости реакции зависит от выбора единиц времени и концентрации. Константа скорости - величина, имеющая размерность, которая определяется кинетическим уравнением химической реакции.

Для гетерогенных реакций концентрация твердой фазы в кинетическое уравнение *не входит!*

Для гомогенных химических реакций в газовых смесях скорость химической реакции может быть выражена не только через молярные концентрации веществ, но и через парциальные давления компонентов.

Парциальным давлением (p_i) газа в газовой смеси называют давление, которое бы оказывал этот газ, если бы из смеси были удалены все остальные газы при условии сохранения первоначальных объема и температуры. Согласно *закону Дальтона* общее давление газовой смеси, состоящей из идеальных газов, равно сумме парциальных давлений каждого газа:

$$p = \sum p_i. \quad (5)$$

Закон действующих масс, записанный для реакции (3) через парциальные давления будет иметь вид:

$$v = k_p \cdot p_A^a \cdot p_B^b, \quad (6)$$

где p_A и p_B парциальные давления веществ А и В соответственно, а и b - стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции; k_p - константа скорости химической реакции, выраженная через парциальные давления.

1.3.3. Порядок реакции

- *Порядок реакции* указывает конкретную зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Он представляет собой постоянную, которую можно определить только экспериментально и может быть положительным или отрицательным, целым или дробным. Различают *формальный* и *истинный* порядок.

Истинный порядок или *молекулярность* реакции определяется числом молекул, принимающих участие в элементарном химическом взаимодействии. При этом число молекул образующихся веществ не имеет значения, так как молекулярность реакции определяется только числом молекул реагирующих веществ.

В зависимости от молекулярности, различают следующие типы реакций:

Мономолекулярные, в которых только один вид молекул претерпевает превращение, причем стехиометрический коэффициент в уравнении равен единице, например $A \rightarrow B$;

Бимолекулярные, в которых принимают участие два различных вида молекул или две молекулы одного вида (стехиометрический коэффициент равен двум), например $2A \rightarrow B$, или $A + B \rightarrow C$.

Тримолекулярные реакции - в них принимают участие три молекулы одного или разных видов, например, $A + B + C \rightarrow D$, $2A + B \rightarrow C$, $A + 2B \rightarrow C$, $3A \rightarrow B$. Тримолекулярные реакции очень редки.

Реакции более высокой молекулярности не обнаружены.

Формальный порядок реакции определяется величиной показателя степени при концентрации в математическом выражении закона действующих масс, т.е. в дифференциальном уравнении скорости. Если формальный порядок равен единице, то реакцию называют *реакцией первого порядка*, если двум - *второго порядка*, если трем -

третьего порядка (реакции более высоких порядков не встречаются). Кроме того, известны реакции, скорость которых сохраняется постоянной во времени, так называемые реакции *нулевого порядка* и некоторые реакции, порядок которых выражается дробным числом.

Различают полный и частный порядки реакции. Показатель степени при концентрации вещества в уравнении скорости выражает частный порядок реакции по данному веществу. Сумма показателей степени при концентрациях определяет полный порядок реакции. Так, согласно закону действующих масс, в общем случае можно записать выражение для скорости реакции:

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

Порядок реакции по реагенту А равен а, по реагенту В - b; полный порядок реакции равен а+b.

Формальный порядок или равен истинному (молекулярности) или в большинстве случаев меньше истинного порядка реакции. Причины расхождения между порядком реакции и ее молекулярностью могут быть различные. Во-первых, иногда, при условии большого избытка одного из реагирующих веществ по сравнению с другими, его концентрация остается практически неизменной в ходе реакции. В таком случае порядок реакции получается на единицу меньше, чем следовало бы ожидать по стехиометрическому уравнению. Во-вторых, часто реакция протекает по сложному механизму в несколько стадий, и общая скорость реакции определяется скоростью наиболее медленной стадии. Порядок в этом случае равен молекулярности самой медленной стадии реакции.

Формальный порядок зависит от условий протекания реакции. Меняя их, можно изменить формальный порядок (например, изменением концентрации или давления) и таким образом управлять ходом процесса.

1.3.4. Влияние площади межфазной поверхности.

Порошковая металлургия

В гетерогенных системах (т.е., когда вещества находятся в разных фазах) химическая реакция идет на межфазной поверхности. Поэтому, чем больше поверхность соприкосновения реагентов, тем быстрее протекает реакция. Поверхность твердых веществ может быть увеличена путем их измельчения, поскольку отношение площади поверхности к массе у мелких частиц больше, чем у крупных.

Следует также отметить, что кроме площади реакционной поверхности на скорость гетерогенных реакций существенное влияние оказывает скорость подвода реагирующих веществ к межфазной поверхности (скорость диффузии) и скорость отвода продуктов реакции.

Возможность влияния на скорость химической реакции путем изменения площади межфазной поверхности (измельчения реагентов) широко используется в порошковой металлургии.

Порошковая металлургия – область науки и техники, охватывающая совокупность методов изготовления порошков металлов, сплавов и металлоподобных соединений, полуфабрикатов и изделий из них или их смесей с неметаллическими порошками без расплавления основного компонента. Основоположниками современного этапа порошковой металлургии являются российские ученые П.Г. Соболевский и В.В. Любарский, разработавшие в 1826-1827 гг. метод получения изделий из порошка платины.

Порошковая металлургия включает в себя следующие группы технологических операций: получение исходных металлических порошков, приготовление из них шихты (смеси), компактирование в заготовки и спекание. Порошки, используемые в порошковой металлургии, имеют средний размер 001 – 500 мкм.

Методами порошковой металлургии получают триботехнические материалы, отличающиеся высокой износостойкостью и хорошей прирабатываемостью, фильтры, электротехнические, высокотемпературные и твердосплавные материалы.

В Республике Беларусь исследования в области порошковой металлургии ведутся с 1957 года. В настоящее время Научно-исследовательский институт порошковой металлургии (г. Минск) входит в Европейскую ассоциацию порошковой металлургии (EPMA).

1.3.5. Влияние температуры. Уравнение Аррениуса

Скорость химической реакции в значительной степени зависит от температуры. Для реакций, протекающих при обычных температурах (0 - 100°C) зависимость скорости реакции от температуры приближенно определяется эмпирическим *правилом Вант-Гоффа*:

При повышении температуры на каждые 10°C скорость большинства химических реакций увеличивается в 2 – 4 раза.

Правило Вант-Гоффа можно выразить в виде формулы:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad (7)$$

где v_1 и v_2 – скорость реакции соответственно при температурах t_1 и t_2 соответственно; γ – температурный коэффициент скорости реакции, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость данной реакции при повышении температуры на 10°C.

Правило Вант-Гоффа имеет ограниченную применимость. Так, результаты, полученные с его помощью, не соответствуют экспериментальным данным для реакций, протекающих при очень высоких и очень низких температурах.

Для точного расчета зависимости скорости химической реакции температуры в 1889 году шведским ученым Сванте Аррениусом была предложена *теория активных столкновений*, являющейся продолжением кинетической теории газов. Теория активных столкновений основывается на трех основных положениях:

- химическая реакция протекает только в результате столкновения частиц реагирующих веществ;
- каждое столкновение может приводить к реакции только в том случае, если его энергия превосходит некоторую минимальную энергию;
- каждое столкновение приводит к реакции только в том случае, если сталкивающиеся частицы определенным образом ориентированы друг по отношению к другу.

На основании данной теории было выведено уравнение, показывающее зависимость константы скорости химической реакции от температуры, получившее название *уравнения Аррениуса*:

$$k = P \cdot Z \cdot e^{-\frac{E_A}{RT}}, \quad (8)$$

где P – *стерический* фактор, характеризующий вероятность определенной геометрической конфигурации частиц при столкновении; может принимать значения от 0 до 1; Z – число эффективных столкновений частиц реагентов в единицу времени в еди-

нице реакционного объема (или на единице реакционной поверхности); e – основание натуральных логарифмов ($e = 2,718\dots$); E_A – энергия активации; R – универсальная газовая постоянная (8,314 Дж / моль·К); T – температура.

Энергия активации (E_A) является важнейшей энергетической характеристикой химической реакции. Она определяется как энергия, которую надо сообщить частицам реагирующих веществ, чтобы превратить их в активные, т.е. реакционноспособные. Фактически энергия активации является той минимальной энергией, которой должны обладать частицы реагирующих веществ, чтобы при столкновении между ними произошла химическая реакция. Энергия активации практически не зависит от температуры и определяется природой реагирующих веществ. Для большинства химических реакций E_A меньше энергии наименее прочной связи в частицах реагирующих веществ и находится в пределах от 40 до 400 кДж/моль. Однако существуют реакции, протекающие с нулевой энергией активации.

Часто в уравнении (8) два множителя P и Z объединяют вместе в *предэкспоненциальный* множитель A :

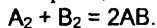
$$k = A \cdot e^{-\frac{E_A}{RT}}. \quad (9)$$

1.4. Теория переходного состояния. Энергетические диаграммы

Несмотря на ряд достоинств, теория активных столкновений, рассмотренная в предыдущей главе, обладает некоторыми недостатками. Так, она не объясняет влияние на скорость химической реакции природы растворителя, давления, добавок инертных газов и т.д. В значительной степени эти недостатки учтены в *теории переходного состояния*. Данная теория разработана в 1935 году американским ученым Генри Эйрингом и английским ученым Майклом Поляни. Теория переходного состояния основывается на тех же принципах, что теория активных столкновений. Однако, в отличие от нее, считается, что химическая реакция взаимодействия между молекулами протекает не мгновенно, а в течение некоторого промежутка времени. При этом происходит постепенная перестройка химических связей, при котором начальная конфигурация атомов в исходных молекулах переходит в конечную у продуктов реакции при непрерывном изменении межатомных расстояний.

Путь перехода от частиц реагирующих веществ к частицам продуктов реакции по поверхности потенциальной энергии называется *координатой реакции*.

Рассмотрим механизм химической реакции



При сближении реагирующих молекул начинается взаимодействие между ними, в результате которого химические связи $A - A$ и $B - B$ постепенно ослабевают. Одновременно начинают формироваться новые химические связи $A - B$ и $B - A$, которые постепенно усиливаются. В какой-то момент времени в системе образуется комплекс, состоящий из двух реагирующих молекул и имеющий характерные черты, как исходных молекул, так и будущих продуктов реакции ($A_2B_2^*$). Такой комплекс называется *активированным*. Активированный комплекс ни в коем случае не является стабильной молекулой или каким-либо промежуточным соединением, его энергия максимальна, он не может существовать продолжительное время и распадается либо на исходные молекулы, либо на продукты реакции. В этом случае связи $A - B$ и $B - A$ становятся полными, а связи $A - A$ и $B - B$ – разрываются (рис. 1.2.).

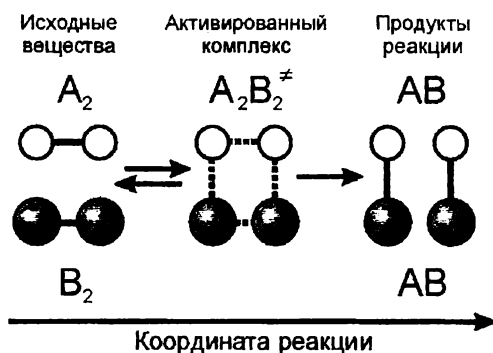


Рис. 1.2. Схема перестройки химических связей в ходе реакции.

Если построить график изменения потенциальной энергии вдоль координаты реакции можно получить *энергетические диаграммы* (рис. 1.3.). При этом возможно два случая. В случае, когда потенциальная энергия исходных веществ выше энергии продуктов, в ходе химической реакции данная разница в энергии выделяется в форме теплоты (экзотермическая реакция, $\Delta H < 0$). Если же потенциальная энергия исходных веществ ниже энергии продуктов, нужна дополнительная теплота, чтобы данную разницу в энергии компенсировать (эндотермическая реакция, $\Delta H > 0$).

Кроме того, энергетические диаграммы поясняют физический смысл энергии активации. В теории переходного состояния E_d является энергетическим барьером, который система должна преодолеть, чтобы перейти от исходных веществ к продуктам реакции. Именно из-за высокого значения энергии активации в нормальных условиях практически не идут многие реакции, которые могут протекать самопроизвольно ($\Delta G < 0$).

Теория переходного состояния с высокой степенью точности описывает кинетику большинства реакций. Однако при очень низких температурах (< 10 К) наблюдаются очень значительные (на несколько порядков) отклонения константы скорости реакции от теоретически рассчитанной. Это обусловлено *туннельным эффектом*, при котором реагирующие частицы могут проходить сквозь энергетический барьер. Механизм такого явления объясняет квантовая химия.

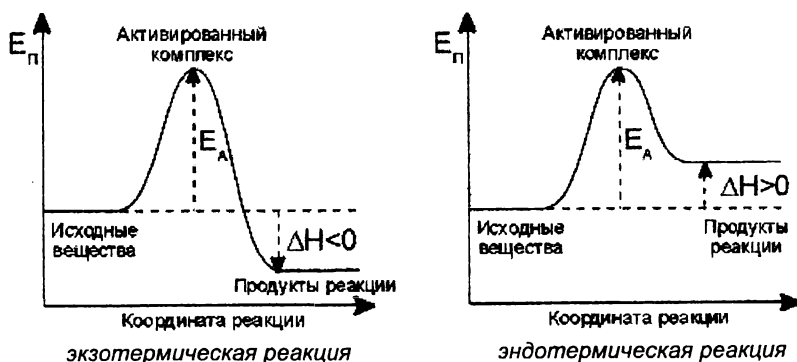


Рис. 1.3. Энергетические диаграммы простых реакций

1.5. Катализ

Катализом называют явление изменения скорости реакции, происходящее под действием некоторых веществ, называемых катализаторами. *Катализатор* - вещество, которое повышает скорость химической реакции, но само не расходуется в этом процессе.

Каждый катализатор характеризуется *селективностью*, т.е. способностью ускорять только одну реакцию из нескольких возможных, и *активностью*, т.е. величиной, показывающей, во сколько раз катализатор увеличивает скорость процесса.

Все каталитические процессы можно подразделить на три типа: *гетерогенные, гомогенные и ферментативные*.

Гетерогенный катализ протекает в том случае, когда катализатор и реагирующие вещества находятся в различных фазах, т.е. катализатор представляет собой самостоятельную фазу. Все гетерогенные процессы происходят на поверхности раздела фаз. Больше всего изучены те гетерогенные процессы, при которых молекулы газов реагируют с поверхностью твердого тела. При гетерогенном катализе на твердой поверхности определяющую роль играют процессы адсорбции.

Гомогенный катализ осуществляется, когда катализатор и реагирующие вещества находятся в одной фазе, например, в составе раствора.

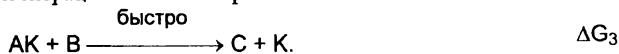
Рассмотрим механизм гомогенной каталитической химической реакции. Пусть необходимо увеличить скорость превращения веществ А и В в вещество С:



При добавлении в систему катализатора механизм реакции изменяется, и на первой стадии происходит взаимодействие вещества А с катализатором К с образованием неустойчивого химического соединения АК:



Затем вещество АК взаимодействует с веществом В с образованием требуемого продукта реакции С и с регенерацией катализатора К:



Как видно, если суммировать две стадии каталитического процесса, то результирующая реакция будет полностью соответствовать требуемому процессу. Однако механизм реакции изменится, и, вместо одной медленной реакции, он будет включать в себя две быстрые стадии химического превращения.

Так как изменение энергии Гиббса в ходе химической реакции (ΔG) является функцией состояния и не зависит от пути протекания реакции, а определяется только состоянием исходных веществ и продуктов реакции, справедливо равенство:

$$\Delta G_1 = \Delta G_2 + \Delta G_3.$$

Таким образом, *катализатор не влияет на величину ΔG химической реакции!*

Поскольку, в присутствии катализатора изменяется механизм химической реакции, изменяется и ее энергетическая диаграмма (рис. 1.4.). Если исходную реакцию, которая проводится без катализатора, характеризует некоторая энергия активации E_{A1} , то каждая стадия каталитической реакции имеет свою энергию активации, обозначенные на диаграмме E_{A2} и E_{A3} соответственно. Причем энергия активации каталитической реакции меньше, чем у реакции без катализатора. Следовательно, *катализатор уменьшает энергию активации химической реакции.*

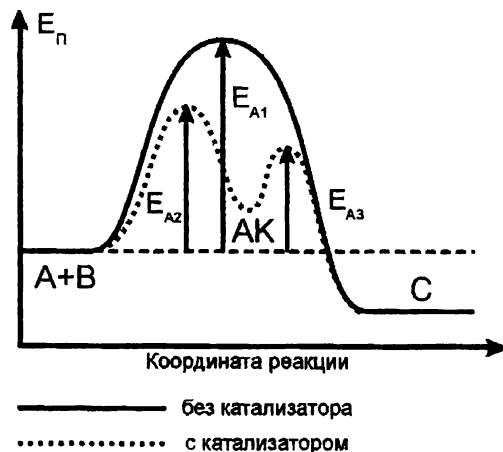


Рис. 1.4. Энергетическая диаграмма каталитической реакции

Важной разновидностью катализа является *ферментативный* катализ, протекающий под действием ферментов. *Ферменты (энзимы)* - это белковые молекулы, которые катализируют химические реакции в биологических системах. Ферменты обеспечивают нормальное функционирование живых организмов. Без их действия большинство биохимических реакций либо протекает слишком медленно, либо не протекает вообще. Ферменты обладают самыми большими среди всех известных катализаторов селективностью и активностью (порядка $10^4 - 10^7$ раз). Большинство ферментов активны только в узком интервале pH 4 - 9 и температур 273 - 279 К.

Реакции, которые каталитически ускоряются продуктами, получаемыми в этой же реакции, называют *автокаталитическими* (самоускоряющимися). Автокаталитические реакции вначале протекают медленно, но по мере образования продуктов скорость их возрастает.

Помимо катализаторов существуют и такие вещества, уменьшающие скорость нежелательных химических реакций, которые называются *ингибиторами*. В отличие от катализаторов, ингибиторы не изменяют энергию активации. Ингибиторы препятствуют обычному пути протекания химической реакции, вступая в реакцию с какими-либо промежуточными продуктами с образованием прочных соединений, либо блокируют активные центры катализатора.

Каталитические процессы имеют огромное значение в современной химической промышленности. Практически все основные крупнотоннажные химические производства основаны на применении катализаторов, в том числе синтез аммиака, серной и азотной кислоты, полипропилена, синтетического каучука, анилина, уксусной кислоты, гидрогенизация жиров. Мощность основных каталитических процессов нефтепереработки - крекинга, гидроочистки, риформинга, изомеризации - достигает сотен миллионов тонн, позволяя получать высококачественное моторное топливо и другие продукты с высоким выходом.

Не менее важны каталитические реакции и в нашей повседневной жизни. Впервые разработанные в 1907 году стиральные порошки с использованием *протеаз* - ферментов, разрушающих белки - сегодня составляют 80% от всех моющих средств.

Ингибирование нежелательных химических реакций также позволяет достичь высокого экономического эффекта. Без *антиоксидантов* – веществ, предотвращающих процессы окисления, невозможно бы было создание как автомобильных покрышек с большим сроком службы, так и пищевых продуктов с длительным сроком хранения. Ингибиторы коррозии продлевают время эксплуатации металлических конструкций.

1.6. Каталитический конвертор

Одной из важнейших областей применения каталитических реакций в автомобилестроении является использование катализаторов дожигания топлива – *каталитических конверторов*. Необходимость катализатора дожигания обусловлена, во-первых, неполным сгоранием углеводородного топлива, в результате чего в выхлопных газах содержится большое количество угарного газа – оксида углерода (II), во-вторых, азотсодержащие вещества, входящие в состав нефтепродуктов при сгорании в двигателе образуют оксиды азота (II) и (IV). Вышеперечисленные соединения обладают токсичным действием на человеческий организм и, кроме того, оказывают отрицательное воздействие на окружающую среду (табл. 1.2).

Таблица 1.2. Токсичные свойства некоторых компонентов автомобильного выхлопа

Вещество	Основной источник попадания в атмосферу	Токсичное воздействие и роль в окружающей среде
Оксид углерода (II) CO	Автотранспорт	Связывается с гемоглобином крови, препятствуя переносу кислорода. Участвует в образовании смога
Оксид азота (II) NO	Автотранспорт	Связывается с гемоглобином крови, препятствуя переносу кислорода. Участвует в разрушении озонового слоя и в образовании смога и кислотных дождей.
Оксид азота (IV) NO ₂	Автотранспорт	Сильно раздражает слизистые. Участвует в разрушении озонового слоя и в образовании смога и кислотных дождей.

Таким образом, при конструировании каталитического конвертора нужно создать условия для реакции *окисления* CO и несгоревших углеводородов (например, метана CH₄) до углекислого газа – оксида углерода (IV) CO₂. С другой стороны этот же катализатор должен обеспечить *восстановление* оксидов азота NO и NO₂ до неопасного азота N₂. Сочетание таких противоречивых требований смог обеспечить только комплексный катализатор на основе платины (реже палладия) и родия. Причем на поверхности платины протекают реакции окисления, а на поверхности родия, которого требуется в 5 раз меньше, идут реакции восстановления (рис. 1.5).

Поскольку платина, палладий, и родий являются драгоценными металлами, для экономии их наносят на поверхность керамического носителя на основе оксидов алюминия и меди, выполненного для большей площади контакта с выхлопными газами в форме сот.

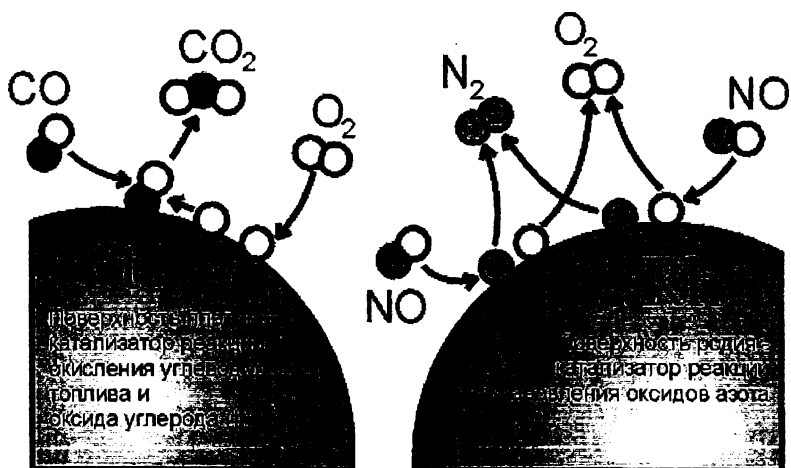


Рис. 1.5. Схема работы каталитического конвертора.

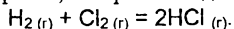
Для дожигания CO необходима температура около 800°C. Поскольку в середине выпускного тракта такой температуры нет, катализатор, используя топливо, сам разогревается и дает нужную температуру. При попадании паров топлива на катализатор при температуре 300°C происходит каталитическая экзотермическая реакция окисления. За счет выделяющейся теплоты температура повышается до необходимых 800°C, и становится возможным процесс дожигания CO. Процессом подачи бензина управляет *лямбда-зонд*, контролирующий состав выхлопа и подающий сигнал о необходимости обеднить или обогатить топливную смесь.

Несмотря на высокую эффективность, каталитические конвертеры имеют ряд существенных недостатков, к которым относятся, прежде всего, высокая стоимость и очень высокая чувствительность к качеству топлива. Этилированный бензин, содержащий тетраэтилсвинец ($Pb(CH_3)_4$), практически сразу же отравляет поверхность катализатора, выводя его из строя.

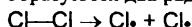
1.7. Фотохимические и цепные реакции

Химические реакции, протекающие под воздействием светового излучения, изучает особый раздел химии - *фотохимия*. При фотохимическом действии молекулы реагирующих веществ, поглощая кванты света, переходят в активное (реакционноспособное) состояние или распадаются на ионы или *свободные радикалы* - частицы, обладающие хотя бы одним неспаренным электроном и по этой причине отличающиеся высокой химической активностью. Фотохимические процессы имеют многообразное проявление. В частности примером природных фотохимических процессов является фотосинтез.

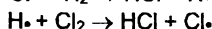
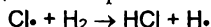
Цепной называется химическая реакция, в которой появление активной частицы вызывает большое число превращений неактивных молекул вследствие регенерации активной частицы в каждой элементарной реакции. Под действием света протекают и многие цепные реакции, в частности взаимодействие водорода и хлора, инициирующей частицей в этом случае служит фотон, который обладает энергией $\Delta E = h\nu$:



Эта реакция включает следующие три стадии. На первой происходит *иницирование*. При этом под действием световой энергии происходит разрыв ковалентной связи в молекуле хлора, в результате чего образуются два радикала хлора:

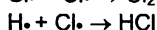
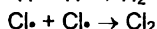
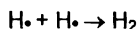


На следующей стадии - стадии *развития цепи* - радикалы хлора реагируют с молекулами водорода, образуя конечный продукт - хлороводород, а также водородные радикалы. Они в свою очередь вступают в реакцию с хлором; в результате образуются новые молекулы HCl и новые радикалы хлора:



Эти две стадии, составляющие стадию развития, повторяются многократно.

Цепная реакция прекращается только в результате окончательного исчерпания всех реагентов, либо вследствие взаимодействия свободных радикалов между собой (стадия *обрыва цепи*):



Энергия, которая выделяется при протекании реакций обрыва цепи, поглощается стенками сосуда, в котором ведется синтез.

На фотохимических процессах основана фотография - воздействие света на светочувствительные материалы. В промышленности широко применяются цепные фотохимические реакции хлорирования и сульфохлорирования, имеются промышленные способы фотохимического модифицирования полимерных пленок и волокон. Фотохимия непосредственно связана с одной из важнейших научно-технических проблем - использованием солнечной энергии.

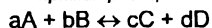
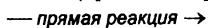
Использование в качестве источника света *лазера*, излучение которого обладает рядом уникальных свойств, которых лишены обычные источники света, позволяет одновременно оказывать на систему, как фотохимическое так и термическое воздействие. Применяя лазерное излучение определенной длины волны, поглощаемое реагентом, но не воздействующее на примеси, можно осуществить избирательную реакцию.

При освещении непрозрачных твердых тел импульсами лазерного света происходит мгновенный нагрев, испарение вещества, а при больших мощностях - образование плазмы. Таким образом, лазерное излучение может быть использовано для инициирования высокотемпературных и плазмохимических процессов, для испарения и разложения нелетучих веществ и т.п.

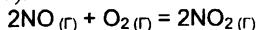
Рентгеновские лучи, гамма-лучи, поток нейтронов и другие излучения большой энергии также вызывают в веществе глубокие физико-химические изменения, инициируют многие реакции и влияют на их скорость.

1.8. Обратимые химические реакции. Химическое равновесие

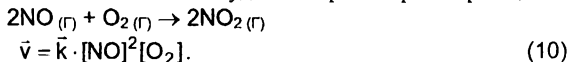
Обратимые реакции - химические реакции, протекающие при данных условиях одновременно в двух противоположных (прямом и обратном) направлениях:



Рассмотрим обратимую химическую реакцию окисления оксида азота (II) кислотом воздуха в оксид азота (IV):

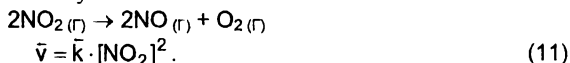


Первоначально в системе присутствуют только исходные вещества, их концентрация максимальна, соответственно максимальной будет и скорость прямой реакции:



По мере образования NO_2 исходные вещества расходуется, их концентрация падает, и скорость прямой реакции уменьшается.

Поскольку NO_2 не является в условиях реакции стабильной молекулой, то начинается постепенный распад этого вещества на исходные по обратной реакции. Причем скорость обратной реакции в первоначальный момент времени равна 0 (NO_2 в системе нет), а затем эта скорость постепенно увеличивается:



В определенный момент времени скорости прямой и обратной реакций станут равной (рис. 1.6.). В этот момент в системе наступит *химическое равновесие*. Сколько NO_2 образуется по прямой реакции, столько же NO и O_2 образуется по обратной, поэтому концентрации веществ перестанут изменяться и станут постоянными.

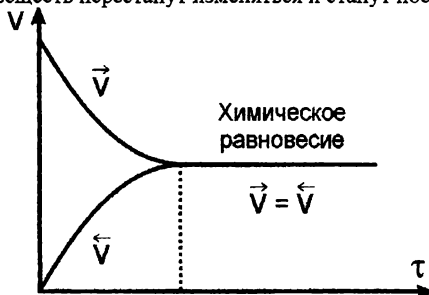


Рис. 1.6. Зависимость скорости прямой и обратной реакции от времени.

Особенностью химического равновесия является его *динамический* характер, т.е. неизменность концентрации веществ во времени является *не* следствием прекращения химических реакций в системе, а результатом *взаимной компенсации* прямой и обратной реакции.

Поскольку $\vec{v} = \vec{v}$, можно записать:

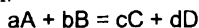
$$\bar{k} \cdot [\text{NO}]^2 [\text{O}_2] = \bar{k} \cdot [\text{NO}_2]^2. \quad (12)$$

Отсюда:

$$\frac{\bar{k}}{\bar{k}} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]} = K. \quad (13)$$

Так как константы скорости прямой и обратной реакции являются величинами постоянными, то и их отношение является постоянной величиной и называется *константой равновесия химической реакции* (K).

В общем случае для реакции:



выражение для константы равновесия имеет вид:

$$K = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}. \quad (14)$$

Константа равновесия представляет собой отношение произведения молярных концентраций продуктов реакций к произведению молярных концентраций исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов. Константа равновесия является главной характеристикой процесса равновесия. Ее величина зависит от температуры и природы реагирующих веществ и определяет глубину протекания процесса к моменту достижения равновесного состояния. Чем больше константа равновесия, тем больше равновесие сдвинуто в сторону образования продуктов прямой реакции.

Для химических реакций, протекающих с участием газообразных веществ, константу химического равновесия можно выразить через парциальные давления компонентов:

$$K_p = \frac{p_A^a \cdot p_B^b}{p_C^c \cdot p_D^d} \quad (15)$$

Константа химического равновесия, выраженная через парциальные давления веществ, связана с константой равновесия, выраженной через молярные концентрации, соотношением:

$$K_p = K \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}, \quad (16)$$

где Δn – изменение количества молей газообразных веществ в химической реакции: $\Delta n = (c + d) - (a + b)$, R – универсальная газовая постоянная, T – температура.

Величину константы равновесия можно определить, зная изменение энергии Гиббса в ходе химической реакции (ΔG) по уравнению:

$$\Delta G = -R \cdot T (\ln K_p). \quad (17)$$

Для гетерогенных реакций концентрация твердой фазы в выражение для константы равновесия не входит.

1.9. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье

Переход химической системы из одного равновесного состояния в другое называется *смещением (сдвигом) равновесия*. В силу динамического характера химического равновесия оно оказывается чувствительным к внешним условиям и способно реагировать на их изменение.

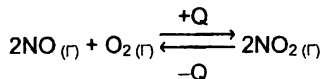
Направление смещения положения химического равновесия в результате изменения внешних условий определяется правилом, впервые сформулированным французским химиком и металлургом Анри Луи Ле Шателье в 1884 году и названным в его честь *принципом Ле Шателье*:

Если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказывают внешнее воздействие, то в системе происходит такое смещение равновесия, которое ослабляет это воздействие.

Существует три основных параметра, изменяя которые, можно смещать химическое равновесие. Это – температура, давление и концентрация. Рассмотрим их влияние на примере равновесной реакции:



1) *Влияние температуры.* Поскольку для данной реакции $\Delta H^\circ < 0$, следовательно, прямая реакция идет с выделением тепла (+Q), а обратная реакция – с поглощением тепла (-Q):



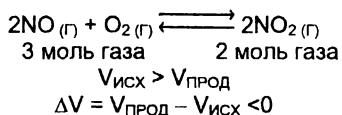
При повышении температуры, т.е. при внесении в систему дополнительной энергии, равновесие смещается в сторону обратной эндотермической реакции, которая этот избыток энергии расходует. При уменьшении температуры, наоборот, равновесие смещается в сторону той реакции, которая идет с выделением тепла, чтобы оно компенсировало охлаждение, т.е. равновесие смещается в сторону прямой реакции.

При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, идущей с поглощением энергии.

При понижении температуры равновесие смещается в сторону экзотермической реакции, идущей с выделением энергии.

2) *Влияние объема.* При повышении давления в большей степени возрастает скорость реакции, протекающей с уменьшением объема ($\Delta V < 0$). При понижении давления ускорится реакция, протекающая с увеличением объема ($\Delta V > 0$).

При протекании рассматриваемой реакции из 3 моль газообразных веществ образуется 2 моль газов:



Поэтому при повышении давления равновесие смещается в сторону меньшего объема системы, т.е. продуктов реакции. При понижении давления смещение равновесия происходит в сторону исходных веществ, занимающих больший объем

При повышении давления равновесие смещается в сторону реакции, идущей с образованием меньшего количества моль газообразных веществ.

• *При понижении давления равновесие смещается в сторону реакции, идущей с образованием большего количества моль газообразных веществ.*

3) *Влияние концентрации.* При повышении концентрации возрастает скорость реакции, по которой вводимое вещество расходуется. Действительно при внесении в систему дополнительного количества кислорода система «расходует» его на протекание прямой реакции. При понижении концентрации O_2 этот недостаток компенсируется путем распада продукта реакции (NO_2) на исходные вещества.

При повышении концентрации исходных веществ или понижении концентрации продуктов равновесие смещается в сторону прямой реакции.

При понижении концентрации исходных веществ или повышении концентрации продуктов равновесие смещается в сторону обратной реакции.

Введение катализатора в систему не влияет на смещение положения химического равновесия, поскольку катализатор одинаково увеличивает скорость как прямой, так и обратной реакции.

2. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

2.1. Техника безопасности

При выполнении лабораторной работы студент должен уметь правильно обращаться с химической посудой, соблюдать особую осторожность при работе с токсичными и едкими веществами, знать меры первой медицинской помощи.

Работа со стеклянной посудой. Основным травмирующим фактором при работе со стеклянной химической посудой являются острые осколки стекла, способные вызвать порезы тела работающего. По этой причине следует соблюдать особую осторожность при использовании такой посуды. Если же во время работы стеклянная посуда все-таки разбилась, то необходимо предпринять следующие меры.

☑ *Первая помощь.* При порезах рук или других частей тела стеклом следует удалить из раны мелкие осколки, после чего промыть ее 2%-ным раствором перманганата калия или этиловым спиртом (или другим антисептиком), смазать края раны йодной настойкой и забинтовать. Ни в коем случае не промывать порез водой! При попадании осколков стекла в глаза и в случаях тяжелых ранений (особенно при порезах артерий) после оказания первой помощи немедленно вызвать врача.

При уборке рабочего места осколки разбитой посуды во избежание порезов нельзя собирать голыми руками, нужно использовать щетку и совок.

Работа с электронагревательными приборами. При использовании электронагревательных приборов необходимо соблюдать максимальную осторожность. Перед началом работы с ними следует ознакомиться с инструкцией по их эксплуатации. При работе с водяной баней нужно следить, чтобы в ней постоянно была вода. Во избежание термического ожога нельзя касаться руками нагревательных элементов электрической плитки.

☑ *Первая помощь.* При ожогах легкой степени тяжести необходимо на пораженное место наложить повязку, смоченную 2% раствором перманганата калия. При ожогах средней степени тяжести на пораженное место накладывается стерильная повязка. Пострадавшего нужно срочно доставить в медицинское учреждение.

Серная, соляная, щавелевая кислоты. Представляет опасность, так как вызывает сильные химические ожоги и при внешнем воздействии, и при попадании вовнутрь.

☑ *Первая помощь.* При попадании кислоты на кожу место поражения немедленно промыть большим количеством воды, продолжительность обмывания 10-15 минут. Затем пораженное место обработать 2%-ным раствором питьевой соды. В случае поражения глаз - обильное промывание водой в течение 10-15 минут. При попадании кислоты вовнутрь - обильное питье, вызывать рвоту. Обратиться за помощью в медицинское учреждение.

Соли меди, марганца, железа и других металлов. Обладают общетоксическим действием и способны поражать различные органы человеческого организма.

☑ *Первая помощь.* При попадании на кожу водных растворов солей металлов следует немедленно промыть пораженное место большим количеством воды. При попадании растворов солей вовнутрь следует вызвать рвоту и затем обратиться за помощью в медицинское учреждение.

Пероксид водорода. Обладает прижигающим действием и при внешнем и при внутреннем воздействии.

☑ *Первая помощь.* При попадании пероксида водорода на кожу или в глаза место поражения немедленно промыть большим количеством воды, продолжительность обмывания 10-15 минут. При попадании пероксида водорода вовнутрь - вызывать рвоту. Обратиться за помощью в медицинское учреждение.

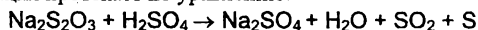
2.2. Лабораторная работа «Химическая кинетика и равновесие»

Цель работы - изучение влияния различных факторов на скорость химической реакции и смещение химического равновесия.

Опыт 1

ВЛИЯНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ.

В опытах №1 и №2 необходимо определить, как влияет концентрация реагирующих веществ на скорость реакции окисления тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ серной кислотой. Данная реакция протекает по уравнению:



Выделяющаяся коллоидная сера вызывает в растворе явление *опалесценции* (рассеяния света) и делает его мутным.

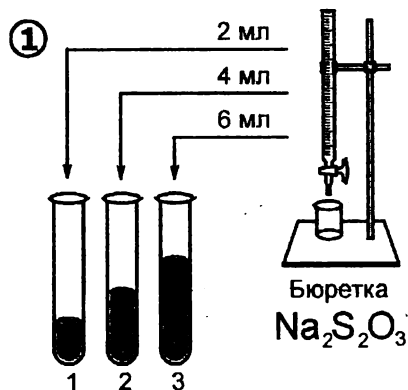
Внимание! Результаты выполненных в опытах №1 и №2 измерений необходимо занести в таблицу:

Итоговая таблица к опытам №1 и №2

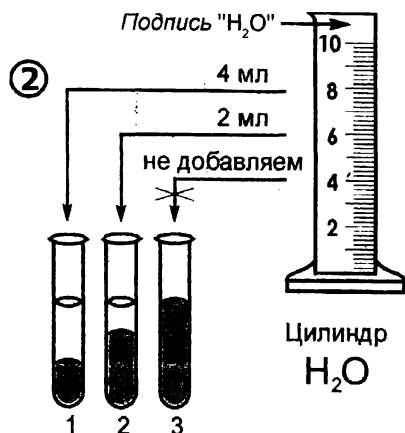
Номер пробирки	Объем реактива, мл			Условная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время реакции, τ , с	Условная скорость реакции $v = 1/\tau$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
<i>Температура опыта $t_1 =$</i>						
1	2	4	2	C		
2	4	2	2	2C		
3	6	—	2	3C		
<i>Температура опыта $t_2 =$</i>						
4	2	4	2	C		

1. Приготовьте три пронумерованные (1, 2 и 3) пробирки с раствором тиосульфата натрия различной концентрации в соответствии с итоговой таблицей. Для этого:

- при помощи бюретки отмерьте необходимый объем 0.5N раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ согласно схеме:



- при помощи измерительного цилиндра, имеющего подпись «H₂O» отмерьте необходимый объем дистиллированной воды, согласно схеме:



2. При помощи измерительного цилиндра с подписью «КИСЛОТА» отмерьте 2 мл 2N раствора серной кислоты (H₂SO₄) и аккуратно влейте кислоту в пробирку № 1. По секундомеру определите время с момента добавления кислоты до помутнения раствора и запишите полученное значение в таблицу. Наблюдение удобнее проводить на темном фоне. После этого пробирку необходимо сразу же вымыть!

3. Опыт повторите поочередно с пробирками № 2 и № 3. Не забывайте каждый раз отмывать пробирки!

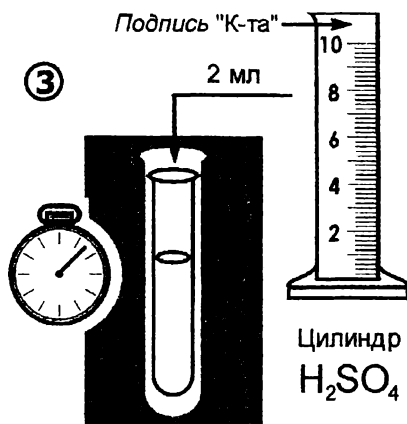
4. При помощи термометра определите температуру воздуха t₁ в лаборатории и запишите ее значение в таблицу.

5. Опишите в тетради изменения, происходящие с содержимым пробирок в ходе реакции.

6. Рассчитайте условные скорости реакции v и занесите в таблицу полученные результаты.

7. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. К какому типу реакций - гомогенной или гетерогенной относится исследованный процесс?

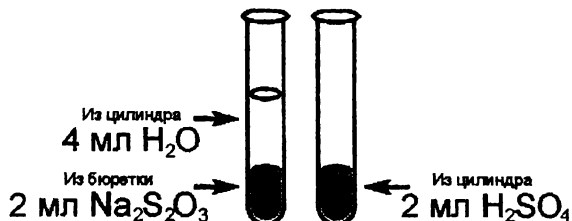
8. Начертите график зависимости условной скорости реакции от условной концентрации тиосульфата натрия. Проанализируйте полученный график.



Опыт 2

ВЛИЯНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ.

1. Приготовьте пробирку №4 с раствором тиосульфата натрия в соответствии с приведенной схемой. Во вторую пробирку при помощи подписанного «КИСЛОТА» измерительного цилиндра отмерьте 2 мл 2Н раствора серной кислоты (H_2SO_4):



2. Поместите обе пробирки в свободное гнездо крышки водяной бани и нагрейте в течение 3 минут их содержимое до температуры водяной бани t_2 .

3. По окончании нагревания, аналогично с предыдущим опытом, аккуратно влейте кислоту в пробирку с раствором тиосульфата натрия. По секундомеру определите время с момента добавления кислоты до помутнения раствора и запишите полученное значение в итоговую таблицу к предыдущему опыту (пробирка №4). Наблюдение удобнее проводить на темном фоне. *После этого пробирку необходимо сразу же вымыть!*

4. Рассчитайте условную скорость реакции при температуре t_2 и занесите в таблицу полученные результаты.

5. Напишите математическое выражение правила Вант-Гоффа и рассчитайте температурный коэффициент γ проведенной реакции, сопоставляя данные условные скорости химической реакции, полученные для пробирок №1 (t_1) и №4 (t_2).

Опыт 3

ВЛИЯНИЕ ИЗМЕНЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ НА СОСТОЯНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ.

☑ Реакция между хлоридом железа (III) и тиоцианатом (роданидом) калия может быть выражена общим уравнением:



Гексароданоферрат (III) калия ($K_3[Fe(CNS)_6]$), вещество, образующееся в результате прямой реакции, имеет красную окраску. Чем выше его концентрация в растворе, тем более насыщенный красный цвет приобретает система.

1. Подготовьте четыре чистые пробирки. В каждую из них при помощи капельницы добавьте:

- 8 капель 0.0025Н раствора $FeCl_3$;
- 8 капель 0.0025Н раствора $KCNS$.

Не перепутайте концентрацию исходных растворов! Установившееся во всех пробирках состояние равновесия будет характеризоваться определенными равновесными концентрациями исходных веществ и продуктов реакции.

2. Если окраска содержимого всех четырех пробирок одинакова:

- *первую* пробирку оставьте в качестве эталона для сравнения;
- во *вторую* пробирку добавьте 5-10 капель насыщенного раствора $FeCl_3$;
- в *третью* пробирку добавьте 2-3 микрошпателя кристаллического KCl ;
- в *четвертую* пробирку добавьте 2-3 микрошпателя кристаллического $KCNS$.

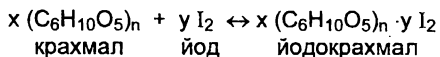
Стеклянной палочкой перемешайте содержимое пробирок до полного растворения реагентов. Отметьте изменения, произошедшие в пробирках по сравнению с эталоном.

3. Сформулируйте принцип Ле-Шателье применительно к исследованной реакции и запишите выражение для константы равновесия. В какую сторону смещается положение равновесия при увеличении концентрации соответственно FeCl_3 , KCl и KCNS ? Почему в последнем случае наблюдается значительное изменение цветовой насыщенности системы по сравнению с эталоном?

Опыт 4

ВЛИЯНИЕ ИЗМЕНЕНИЯ ТЕМПЕРАТУРЫ НА СОСТОЯНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ.

☑ При взаимодействии водных растворов йода и крахмала происходит образование соединения включения синего цвета - йодокрахмала («синего йода»). Данная реакция является обратимой:



1. В две пробирки налейте по 2 мл раствора крахмала. Добавьте в каждую из пробирок по несколько капель йодной воды. Отметьте произошедшие изменения. Какую окраску имеют исходные вещества? А какую окраску имеют продукты реакции?

2. Одну из пробирок поместите на 2-3 минуты в свободное гнездо крышки водяной бани и нагрейте до температуры 60-80°C. Как изменилась окраска содержимого пробирки? В какую сторону сместилось химическое равновесие при повышении температуры?

3. Сделайте вывод о том, является ли реакция образования йодокрахмала экзотермической или эндотермической.

Дополнительные опыты

Опыт 5

ВЛИЯНИЕ ПРИРОДЫ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ.

В пробирку поместите 1 гранулу металлического цинка. При помощи измерительного цилиндра отмерьте 2 мл 4н раствора соляной кислоты (HCl) и аккуратно влейте кислоту в пробирку с цинком. Одновременно с падением первой капли кислоты включите секундомер. Наблюдайте за процессом взаимодействия кислоты с металлом. Когда закончится выделение пузырьков газа, отсчет времени прекратите.

Повторите опыт, взяв вместо соляной кислоты 2 мл 4н раствора уксусной кислоты (CH_3COOH).

Напишите уравнения химических реакций взаимодействия цинка с соляной и уксусной кислотой. К какому типу реакций - гомогенному или гетерогенному относятся исследованные процессы. Чем объяснить различную скорость реакций выделения водорода в первом и втором случае?

Опыт 6

ВЛИЯНИЕ ВЕЛИЧИНЫ РЕАКЦИОННОЙ ПОВЕРХНОСТИ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Приготовьте два небольших приблизительно одинаковых кусочка мела (или мрамора). Один из них разотрите пестиком в фарфоровой ступке и пересыпьте в пробирку, второй целиком поместите в другую пробирку. В обе пробирки одновременно добавьте

по 2 мл 4н раствора соляной кислоты (HCl). Напишите уравнение протекающей химической реакции. Отметьте различия в наблюдаемых явлениях и объясните их.

Опыт 7

ВЛИЯНИЕ ИНТЕНСИВНОСТИ СВЕТОВОГО ОБЛУЧЕНИЯ НА СКОРОСТЬ ФОТОХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ.

В две пробирки отмерьте по 2 мл раствора нитрата серебра (AgNO₃). Одну пробирку оберните темной бумагой, а вторую выставьте на яркий свет. Наблюдайте за содержанием пробирок через интервалы времени 30–40 секунд в течение 5–8 минут (темную бумагу на первой пробирке при наблюдении разворачивайте). Отметьте влияние интенсивности светового облучения на скорость фотолитического разложения нитрата серебра. Напишите уравнение протекающей химической реакции, кинетическое уравнение и определите формальный порядок реакции.

☑ После окончания выполнения экспериментальной части сформулируйте и запишите в отчет общий вывод по проделанной работе.

2.3. Лабораторная работа «Катализ»

Цель работы - изучение процессов гомогенного и гетерогенного катализа и его влияния на скорость химических реакций.

Опыт 1

КАТАЛИТИЧЕСКОЕ ВОССТАНОВЛЕНИЕ ИОНОВ ЖЕЛЕЗА (III).

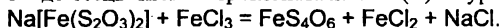
Смешайте в пробирке одну каплю раствора сульфата меди (II) с 15 каплями дистиллированной воды. На один край стеклянной пластинки поместите каплю приготовленного раствора, а на второй край - каплю дистиллированной воды (так называемый «холостой» опыт для сравнения).

К каждой капле прибавьте по 1 капле раствора хлорида железа (III) FeCl₃ и затем по 1 капле 0.3н раствора тиосульфата натрия Na₂S₂O₃. Перемешайте растворы стеклянными палочками.

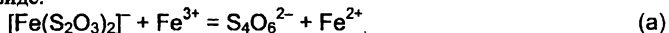
Наблюдайте за скоростью изменения окрашивания раствора вследствие образования комплексного иона железа (III) [Fe(S₂O₃)₂]⁻ по уравнению:



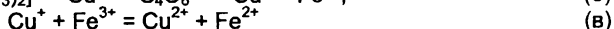
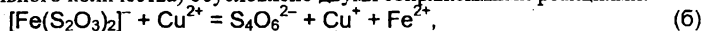
Медленная скорость изменения окрашивания раствора в холодном опыте является следствием медленного окисления образовавшегося комплексного иона имеющимися в растворе ионами Fe³⁺ до бесцветного тетраионата железа (II) по уравнению:



или в ионном виде:



Практически мгновенное изменение цвета раствора в присутствии ионов меди (II) (даже незначительного количества) обусловлено двумя сопряженными реакциями:



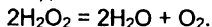
Просуммируйте уравнения реакций (б) и (в) и убедитесь, что при этом получается уравнение (а). Но в этом случае окисление комплексного иона [Fe(S₂O₃)₂]⁻ ионem Cu²⁺ и последующее обратное окисление образовавшегося иона Cu⁺ до Cu²⁺ ионами Fe³⁺ протекает значительно быстрее, чем суммарная реакция.

Отметьте в отчете наблюдавшиеся изменения и укажите различие в скоростях реакций. Определите, к какому типу окислительно-восстановительных реакций относятся проведенные в опыте химические реакции. К какому типу катализа: гомогенному или гетерогенному относится рассмотренная реакция? Почему?

Опыт 2

КАТАЛИТИЧЕСКОЕ РАЗЛОЖЕНИЕ ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА.

Самопроизвольно реакция разложения пероксида водорода с образованием водорода и кислорода протекает очень медленно:

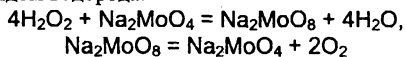


Налейте в пробирку 10 мл 3%-ного (по массе) раствора пероксида водорода H_2O_2 . Опустите в пробирку тлеющую лучину, не касаясь раствора. Отметьте, происходят ли в пробирке какие-либо процессы. Объясните, почему лучина не вспыхивает?

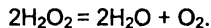
В коническую колбу налейте 10 мл 0.01M раствора молибдата натрия Na_2MoO_4 и затем, постепенно, из пробирки прилейте 10 мл пероксида водорода.

Наблюдайте изменение окраски раствора и момент начала выделения пузырьков кислорода. Для завершения реакции смесь слегка нагрейте на водяной бане. Убедитесь в наличии кислорода в колбе с помощью тлеющей лучины.

Объясните наблюдения, приняв во внимание следующие реакции между молибдатом натрия и пероксидом водорода:



или суммарно



Объясните, какую роль играет в этом опыте молибдат натрия.

К какому типу катализа: гомогенному или гетерогенному относится рассмотренная реакция? Почему?

Опыт 3

КАТАЛИТИЧЕСКОЕ РАЗЛОЖЕНИЕ ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА.

Налейте в сухую пробирку 8 капель 30%-ного (по массе) раствора пероксида водорода. Посмотрите, выделяются ли пузырьки газа? С помощью тлеющей лучины убедитесь в отсутствии кислорода.

Внесите в раствор на кончике микрошпателя оксид свинца (IV) PbO_2 (или оксид марганца (IV) MnO_2 или оксид олова (IV) SnO_2) и наблюдайте выделение газа. Испытайте выделяющийся газ тлеющей лучиной. Напишите уравнение реакции разложения пероксида водорода.

Возьмите 4 чистые пробирки и налейте в каждую из них по 10 капель индигокармина - органического красителя, который способен разрушаться кислородом, и, вследствие этого, терять свою окраску. Затем в первую пробирку прибавьте в качестве катализатора 2 микрошпателя оксида марганца (IV) MnO_2 , во вторую пробирку - 2 микрошпателя оксида свинца (IV) PbO_2 ; в третью пробирку - 2 микрошпателя оксида кремния SiO_2 . Последнюю, четвертую, пробирку оставьте в качестве эталона. Добавьте в каждую из приготовленных пробирок по 10 капель 30%-ного (по массе) раствора пероксида водорода. Определите время обесцвечивания красителя в каждой из пробирок и, на основании этого, сделайте вывод об активности различных катализаторов (PbO_2 , MnO_2 , SiO_2).

К какому типу катализа: гомогенному или гетерогенному относится рассмотренная реакция? Почему?

Опыт 4

КАТАЛИТИЧЕСКОЕ ОКИСЛЕНИЕ ЭТАНОЛА.

В фарфоровую чашечку (или тигель, помещенный в кольцо штатива) налейте около 1-2 мл этанола $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, быстро, но аккуратно засыпьте сухим речным песком и, соблюдая правила техники безопасности, подожгите.

Наблюдайте за видом пламени в ходе реакции горения этанола.

Напишите термохимическое уравнение этого процесса.

Повторите опыт, используя вместо песка оксид хрома (III) Cr_2O_3 .

Наблюдайте интенсивное окисление спирта с разогреванием докрасна каталитической поверхности оксида хрома (III) (беспламенное горение спирта). Обратите внимание на то, что нижележащие слои оксида хрома (III) не участвуют в окислении. Почему? Изменился ли внешний вид оксида хрома после опыта?

Опыт 5

ИНГИБИРОВАНИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.

В две пробирки налейте по 6-7 мл 4н раствора серной H_2SO_4 или соляной HCl кислоты. В первую пробирку добавьте 0.5-1.0 г уротропина, а вторую пробирку оставьте для сравнения.

Перелите содержимое первой пробирки в колбочку 1 прибора и поместите туда же одну гранулу металлического цинка. Затем быстро закройте колбочку 1 пробкой с открытым краном и газотводной трубкой 2 (рис. 2.1).

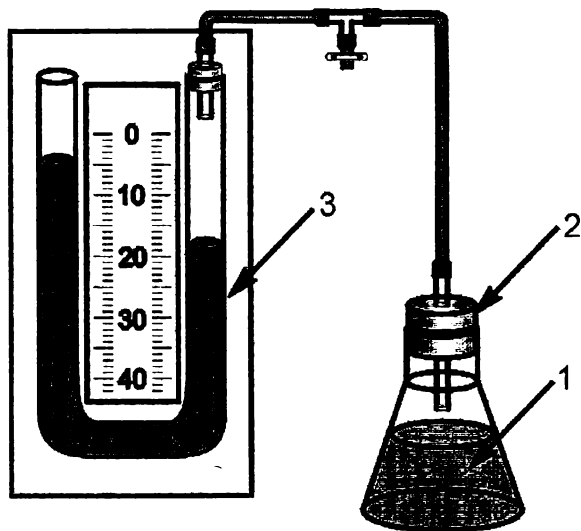


Рис. 2.1. Схема установки для изучения ингибирования химических реакций.

По уровню жидкости в U-образной трубке 3 определите объем газа, выделившегося через 3 минуты.

Повторите опыт со второй пробиркой.

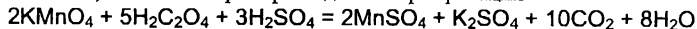
Эффективность действия ингибиторов К определите из соотношения:

$$K = V_1 / V_2,$$

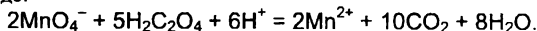
где V_1 - объем выделившегося газа в миллилитрах при участии ингибитора; V_2 - объем выделившегося газа в миллилитрах без применения ингибитора. Сделайте вывод о влиянии ингибиторов на скорость реакции.

Опыт 6 АВТОКАТАЛИТИЧЕСКОЕ ВОССТАНОВЛЕНИЕ ПРЕМАНГАНАТ-ИОНОВ ЩАВЕЛЕВОЙ КИСЛОТОЙ.

В каждую из двух пробирок внесите по 2 капли растворов: перманганата калия KMnO_4 , 2н серной кислоты H_2SO_4 и насыщенного раствора щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Затем в одну из пробирок добавьте 3 капли раствора сульфата марганца (II) MnSO_4 . Отметьте, в какой из пробирок идет быстрее реакция:



или в ионном виде:



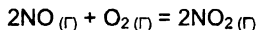
Проследите в течение 2-3 мин за изменением скорости реакции в пробирке, в которую добавляли сульфат марганца (II). Почему в этой пробирке происходит самоускорение реакции? По какому признаку вы это определили?

☑ После окончания выполнения экспериментальной части сформулируйте и запишите в отчет общий вывод по проделанной работе.

3. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ

3.1. Примеры решения типовых задач

Пример 1. Как изменится скорость реакции окисления оксида азота (II) кислородом воздуха:



при увеличении концентрации оксида азота (II) в 3 раза? При увеличении давления в системе в 2 раза?

Решение:

1) Определим изменение скорости реакции при увеличении концентрации оксида азота (II). Для этого согласно закону действующих масс запишем кинетическое уравнение данной реакции для исходных концентраций:

$$v_{\text{исх}} = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2].$$

Обозначим исходную концентрацию оксида азота (II) как $[\text{NO}]$, тогда концентрация оксида азота (II) после увеличения в 3 раза будет $3[\text{NO}]$, а кинетическое уравнение для скорости реакции примет вид:

$$v_{\text{кон}} = k \cdot (3[\text{NO}])^2 \cdot [\text{O}_2] = 9 \cdot k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2] = 9 \cdot v_{\text{исх}}.$$

Т.е. скорость реакции при увеличении концентрации оксида азота в 3 раза увеличится в 9 раз.

2) Определим изменение скорости реакции при увеличении давления в системе в 2 раза. Поскольку реагирующие вещества – газы, кинетическое уравнение для исходных концентраций можно записать через парциальные давления компонентов:

$$v_{\text{исх}} = k_p \cdot p_{\text{NO}}^2 \cdot p_{\text{O}_2}.$$

Обозначим исходные парциальные давления оксида азота (II) и кислорода как p_{NO} и p_{O_2} . Поскольку повышение общего давления в системе в 2 раза равносильно повышению парциального давления каждого компонента в 2 раза, парциальные давления оксида азота (II) и кислорода после повышения давления можно обозначить как $2p_{\text{NO}}$ и $2p_{\text{O}_2}$, тогда:

$$v_{\text{кон}} = k_p \cdot (2 \cdot p_{\text{NO}})^2 (2 \cdot p_{\text{O}_2}) = 8 \cdot k_p \cdot p_{\text{NO}}^2 \cdot p_{\text{O}_2} = 8 \cdot v_{\text{исх}}$$

Т.е. скорость реакции при увеличении давления в системе в 2 раза увеличится в 8 раз.

Пример 2. Рассчитайте, как изменится скорость химической реакции при увеличении температуры на 40°C, если тепловой коэффициент равен 3.2?

Решение:

Для решения задачи воспользуемся правилом Вант-Гоффа:

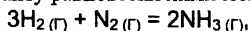
$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

Поскольку температура увеличилась на 40°C, то $t_2 - t_1 = 40$, тогда:

$$\frac{v_2}{v_1} = 3.2^{\frac{40}{10}} = 3.2^4 = 104.8576 \approx 105.$$

Т.е. при повышении температуры на 40°C скорость реакции увеличивается в 105 раз.

Пример 3. Рассчитайте, константу равновесия химической реакции:



если исходная концентрация водорода составляет 7 моль/л, а равновесные концентрации азота и аммиака составляют 2.5 моль/л и 4 моль/л соответственно.

Решение:

Запишем выражение для константы равновесия данной реакции:

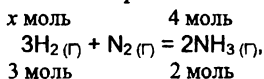
$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]}.$$

Для нахождения K в данное уравнение необходимо подставить значения равновесных концентраций всех компонентов, однако равновесная концентрация водорода неизвестна. Поэтому необходимо найти ее значение:

Представим все имеющиеся данные в виде таблицы:

Концентрация	Вещество		
	Водород H_2	Азот N_2	Аммиак NH_3
Исходная (в начале реакции)	7		—
Расходовалось в результате реакции	6 (рассчитали из пропорции)		—
Равновесная (в момент равновесия)	7-6=1	2.5	4

Поскольку аммиак образуется только в результате взаимодействия водорода и азота, зная равновесную концентрацию NH_3 по уравнению реакции можно рассчитать, сколько водорода расходовалось на его образование:



Отсюда:

$$x = \frac{3 \cdot 4}{2} = 6 \text{ моль}.$$

Таким образом, в ходе реакции расходовалось 6 моль/л водорода.

Поскольку исходная концентрация водорода равна 7 моль/л из которых 6 моль/л прореагировало, то в системе остался 1 моль/л водорода. Это и будет равновесная концентрация этого газа.

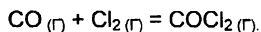
Подставим значения равновесных концентраций в выражение для константы равновесия:

$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]} = \frac{4^2}{1^3 \cdot 2.5} = 6.4$$

Константа равновесия реакции равна 6.4.

3.2. Контрольные задания

1. Фосген (COCl_2) является сильнейшим отравляющим веществом. Вместе с тем фосген широко используется для получения поликарбоната – конструкционного полимера, применяемого в автомобилестроении. Получают фосген взаимодействием оксида углерода (II) и хлора по реакции:



Рассчитайте, как изменится скорость данной реакции?

1.1. При увеличении концентрации хлора в 2 раза? При увеличении давления в системе в 3 раза?

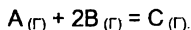
1.2. При увеличении концентрации оксида углерода (II) в 3 раза? При уменьшении давления в системе в 3 раза?

1.3. При уменьшении концентрации хлора в 3 раза? При увеличении давления в системе в 4 раза?

1.4. При уменьшении концентрации оксида углерода (II) в 2 раза? При увеличении давления в системе в 2.5 раза?

1.5. При увеличении концентрации хлора в 1.5 раза? При уменьшении давления в системе в 2 раза?

2. В системе протекает следующая химическая реакция между газообразными веществами А и В:



Рассчитайте, как изменится скорость данной реакции

2.1. при увеличении концентрации вещества А в 3 раза? При увеличении давления в системе в 2 раза?

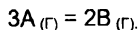
2.2. при уменьшении концентрации вещества В в 2 раза? При уменьшении давления в системе в 3 раза?

2.3. при уменьшении концентрации вещества А в 4 раза? При увеличении давления в системе в 3 раза?

2.4. при увеличении концентрации вещества В в 2 раза? При увеличении давления в системе в 1.5 раза?

2.5. при увеличении концентрации вещества А в 5 раз? При уменьшении давления в системе в 4 раза?

3. Каким образом необходимо изменить давление, чтобы скорость химической реакции:



3.1. увеличилась в 8 раз?

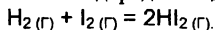
3.2. уменьшилась в 27 раз?

3.3. увеличилась в 125 раз?

3.4. уменьшилась в 64 раза?

3.5. увеличилась в 27 раз?

4. Химическая реакция взаимодействия водорода и йода протекает по уравнению:



Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость в тот момент, когда концентрация водорода уменьшится вдвое, если известно, что:

4.1. при данной температуре константа скорости составляет 0.14, а исходные концентрации водорода и йода равны соответственно 0.5 моль/л и 0.3 моль/л.

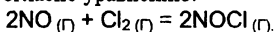
4.2. при данной температуре константа скорости составляет 0.15, а исходные концентрации водорода и йода равны соответственно 0.06 моль/л и 0.04 моль/л.

4.3. при данной температуре константа скорости составляет 0.12, а исходные концентрации водорода и йода равны соответственно 1.5 моль/л и 0.9 моль/л.

4.4. при данной температуре константа скорости составляет 0.14, а исходные концентрации водорода и йода равны соответственно 0.08 моль/л и 0.04 моль/л.

4.5. при данной температуре константа скорости составляет 0.11, а исходные концентрации водорода и йода равны соответственно 0.3 моль/л и 0.7 моль/л.

5. Химическая реакция идет согласно уравнению:



Концентрации исходных веществ до начала реакции составляли $[\text{NO}] = 0.4$ моль/л и $[\text{Cl}_2] = 0.3$ моль/л. Во сколько раз изменится скорость реакции по сравнению с первоначальной в тот момент, когда успеет прореагировать половина оксида азота (II).

6. Рассчитайте, как изменится скорость химической реакции

6.1. при повышении температуры с 20°C до 80°C, если температурный коэффициент равен 2.5?

6.2. при повышении температуры со 100°C до 130°C, если температурный коэффициент равен 5?

6.3. при повышении температуры с 50°C до 90°C, если температурный коэффициент равен 3.2?

6.4. при понижении температуры со 110°C до 60°C, если температурный коэффициент равен 3?

6.5. при понижении температуры с 90°C до 10°C, если температурный коэффициент равен 4?

7. Рассчитайте, на сколько градусов следует повысить температуру, чтобы увеличить скорость химической реакции в 100 раз,

7.1. если температурный коэффициент реакции равен 1.5?

7.2. если температурный коэффициент реакции равен 2?

7.3. если температурный коэффициент реакции равен 3?

7.4. если температурный коэффициент реакции равен 4?

7.5. если температурный коэффициент реакции равен 5?

8. Вычислите температурный коэффициент реакции, если известно, что при повышении температуры

8.1. с 20°C до 60°C скорость увеличилась в 39.0625 раз.

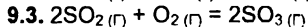
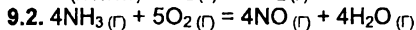
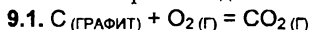
8.2. с 40°C до 60°C скорость увеличилась в 625 раз.

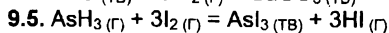
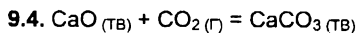
8.3. со 100°C до 130°C скорость увеличилась в 17.576 раз.

8.4. с 20°C до 50°C скорость увеличилась в 74.088 раз.

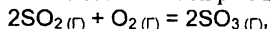
8.5. с 90°C до 140°C скорость увеличилась в 256 раз.

9. Запишите выражение для константы равновесия следующих химических реакций:



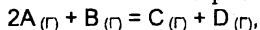


10. Рассчитайте, константу равновесия химической реакции:



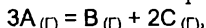
если исходная концентрация оксида серы (IV) составляет 7 моль/л, а равновесные концентрации кислорода и оксида серы (VI) составляют 2 моль/л и 3 моль/л соответственно.

11. Рассчитайте, константу равновесия химической реакции:



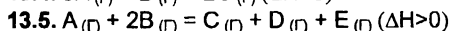
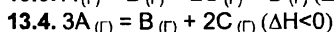
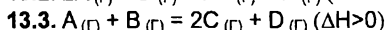
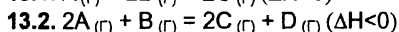
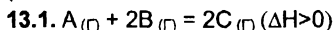
если исходная концентрация вещества А составляет 10 моль/л, исходная концентрация вещества В составляет 4 моль/л, и к моменту наступления равновесия прореагировала половина вещества В.

12. Рассчитайте, константу равновесия химической реакции:

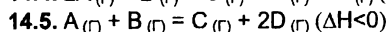
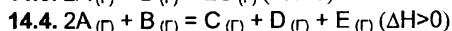
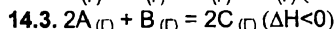
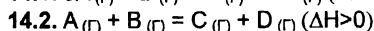
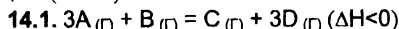


если исходная концентрация вещества А составляет 12 моль/л, а равновесная концентрация вещества В составляет 2 моль/л.

13. Каким образом сместить в сторону продуктов реакции равновесие химической реакции:



14. Каким образом сместить в сторону исходных веществ равновесие химической реакции: ($\Delta H > 0$)



15. В какую сторону сместится равновесие химической реакции:

15.1. $\text{A}_{(г)} + \text{B}_{(г)} = \text{C}_{(г)} + 2\text{D}_{(г)} (\Delta H < 0)$, при повышении давления? При повышении температуры? При понижении концентрации вещества А?

15.2. $\text{A}_{(г)} + \text{B}_{(г)} = \text{C}_{(г)} (\Delta H > 0)$, при повышении давления? При понижении температуры? При понижении концентрации вещества В?

15.3. $2\text{A}_{(г)} + \text{B}_{(г)} = 2\text{C}_{(г)} (\Delta H > 0)$, при повышении давления? При повышении температуры? При понижении концентрации вещества А?

15.4. $2\text{A}_{(г)} + \text{B}_{(г)} = \text{C}_{(г)} + \text{D}_{(г)} + \text{E}_{(г)} (\Delta H < 0)$, при понижении давления? При понижении температуры? При повышении концентрации вещества Е?

15.5. $\text{A}_{(г)} + 2\text{B}_{(г)} = \text{C}_{(г)} + 2\text{D}_{(г)} (\Delta H < 0)$, при повышении давления? При понижении температуры, при понижении концентрации вещества D?

4. ЛИТЕРАТУРА

1. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. - Л.: Химия, 1981. - 280с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. - Л.: Химия, 1988. - 728с.
3. Денисов Е.Т., Саркисов О.М., Лихтенштейн Г.И. Химическая кинетика. М.: Химия, 2000 – 568с.
4. Киреев В.А. Краткий курс физической химии. М.: Химия, 1978.
5. Коровин Н.В. Общая химия. М.: Высшая школа, 1998 – 559с.
6. Новікаў Г.І., Жарскі І.М. Асновы агульнай хіміі. - Мн.: Вышэйшая школа, 1995. - 620с.
7. Ратинов В.Б., Иванов Ф.М. Химия в строительстве. М.: Издательство литературы по строительству, 1969 – 198с.
8. Реннеберг Р., Реннеберг И. От пекарни до биофабрики. М.: Мир, 1991 – 112с.
9. Свиридов В.В., Попкович Г.А., Васильева Г.И. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии. - Мн.: Университетское, 1991. - 350с.
10. Соболева Л.И., Шлыков С.В., Строкач П.П., Подолец Л.А. Методические указания к лабораторным работам по курсу «Общая химия» Брест: БрПИ, 1990.
11. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия. М.: Высшая школа, 1999 – 527с.
12. Фелленберг Г. Загрязнение природной среды. Введение в экологическую химию. М.: Мир, 1997 – 232с.
13. Фримантл М. Химия в действии. В 2-х т. Пер с англ. М.: Мир, 1991.
14. Bloomfield L.A. Catalytic Converter // Scientific American, 2000, No.2.
15. Smart L., Moore E. Solid State Chemistry. London: Chapman & Hall, 1995 – 379p.
16. <http://www.chem.msu.su>

СОДЕРЖАНИЕ

1. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА	3
1.1. Скорость химической реакции	3
1.2. Кинетическая кривая	3
1.3. Влияние различных факторов на скорость реакции	4
1.3.1. Влияние природы реагирующих веществ	4
1.3.2. Влияние концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс	5
1.3.3. Порядок реакции	6
1.3.4. Влияние площади межфазной поверхности. Порошковая металлургия	7
1.3.5. Влияние температуры. Уравнение Аррениуса	8
1.4. Теория переходного состояния. Энергетические диаграммы	9
1.5. Катализ	11
1.6. Каталитический конвертор	13
1.7. Фотохимические и цепные реакции	14
1.8. Обратимые химические реакции. Химическое равновесие	15
1.9. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье	17
2. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ	18
2.1. Техника безопасности	18
3.1. Лабораторная работа «Химическая кинетика и равновесие»	20
3.2. Лабораторная работа «Катализ»	24
3. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ	27
3.1. Примеры решения типовых задач	27
3.2. Контрольные задания	29
4. ЛИТЕРАТУРА	32

УЧЕБНОЕ ИЗДАНИЕ

Составители:
БАСОВ Сергей Владимирович
ХАЛЕЦКИЙ Виталий Анатольевич
ТУР Элина Аркадьевна

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

к лабораторным и практическим работам по курсу «Химия»
по теме «Химическая кинетика»
для студентов специальностей:

- 36 01 01 "Технология машиностроения",
- 36 01 03 "Технология и оборудование машиностроительного производства",
- 37 01 06 "Техническая эксплуатация автомобилей",
- 40 02 01 "Вычислительные машины, системы и сети",
- 53 01 01 "Автоматизация технологических процессов и производств",
- 70 01 01 "Производство строительных изделий и конструкций",
- 70 02 01 "Промышленное и гражданское строительство",
- 70 03 01 "Автомобильные дороги",
- 70 04 03 "Водоотведение, водоснабжение и охрана водных ресурсов",
- 74 05 01 "Мелиорация и водное хозяйство"

Ответственный за выпуск: ХАЛЕЦКИЙ В.А.

Редактор: СТРОКАЧ Т.В.

Корректор: НИКИТЧИК Е.В.

Подписано к печати 10. 12. 2003г. Формат 60×84 1/16
Гарнитура Times New Roman. Бумага «Снегурочка»
Усл. п. л. 2,1. Уч. изд. л. 2,25 Тираж 120 экз.
Заказ № 945

Отпечатано на ризографе Учреждения образования
«Брестский государственный технический университет».
224017, Брест, ул.Московская, 267