

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна
Должность: проректор по учебной работе
Дата подписания: 15.03.2024 17:34:53
Уникальный программный ключ:
0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eabbf73e943df4a4851fda56d089

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Юго-Западный государственный университет»
(ЮЗГУ)

Кафедра фундаментальной химии и химической технологии

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по учебной работе


О.Г. Локтионова

«05» 02

2024 г.



СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Методические указания по выполнению лабораторной работы и
для самостоятельной работы студентов технических (нехимиче-
ских) направлений подготовки

Курск - 2024

УДК 547

Составители: Е.А. Фатьянова

Рецензент

Кандидат химических наук, доцент *С.Д. Пожидаева*

Скорость химических реакций. Химическое равновесие: Методические указания по выполнению лабораторной работы и для самостоятельной работы студентов технических (нехимических) направлений подготовки /Юго-Зап. гос. ун-т; сост.: Е.А. Фатьянова. - Курск, 2024. – 31с. – Библиогр.: с. 30.

Могут быть использованы для подготовки к выполнению лабораторной работы, а также для самостоятельной работы по теме методического указания. Содержат описание лабораторной работы, теоретический материал, вопросы для самопроверки и индивидуальные задания.

Методические указания предназначены для студентов технических (нехимических) направлений подготовки.

Текст печатается в авторской редакции

Подписано в печать . Формат 60*84 1/16.
Усл.печ.л. . Уч.-изд. л. . Тираж 100 экз. Заказ *104*. Бесплатно.
Юго-Западный государственный университет.
305040 Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

Содержание

Введение	4
Скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от различных факторов	4
Химическое равновесие	11
Вопросы для самопроверки	17
Лабораторная работа	18
Индивидуальные задания	21
Список рекомендуемой литературы	30

Введение

Данные методические указания предназначены для подготовки к лабораторной работе «Скорость химических реакций. Химическое равновесие» и выполнения самостоятельной работы по теме студентами технических (нехимических) направлений подготовки. Методические указания содержат теоретический материал, описание лабораторной работы, включённой в лабораторный практикум дисциплины «Химия», требования к отчёту, вопросы для самоподготовки, а также индивидуальные задания.

В указаниях разбирается теоретический материал по теме «Скорость химических реакций. Химическое равновесие». Рассматриваются примеры заданий. Все это позволяет студентам полноценно освоить материал темы и подготовиться к занятию.

Методические указания позволяют подготовиться к выполнению лабораторной работе, произвести требуемые расчёты и оформить отчёт.

В методических указаниях приводятся задания, рекомендуемые для самостоятельного выполнения после изучения теоретического материала по теме. Выполнение данных заданий позволит закрепить изучаемый материал. Приводится список рекомендуемой литературы.

К лабораторному занятию студенты готовятся заранее, изучая теоретический материал, методику выполнения эксперимента и требования к отчёту.

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ ОТ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ

Кинетика — учение о скорости различных процессов, в том числе химических реакций. Одним из основных понятий в химической кинетике является **скорость реакции**.

Скоростью химической реакции называют изменение количества реагирующего вещества или продукта реакции за единицу времени в единице реакционного пространства.

В гомогенной системе реакционным пространством служит объем сосуда, в котором протекает взаимодействие, а количество вещества в единице объёма называется *концентрация* (C) и выражается в *моль/л*.

$$C = \frac{n \text{ (вещества)}}{V \text{ (системы)}} \quad (1)$$

Поэтому в случае гомогенного процесса, протекающего при постоянном объёме, *скорость гомогенной химической реакции* измеряется изменением концентрации какого-либо из реагирующих веществ за единицу времени.

$$V = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau} \quad (2)$$

Знак "±" ставится для того, чтобы при расчетах значение скорости всегда было величиной положительной.

Единицей реакционного пространства в гетерогенных реакциях служит единица площади реакционной поверхности.

Обычно время τ выражается в сек, поэтому размерность скорости реакции как правило, *моль/л·сек*. В химической кинетике различают среднюю и истинную (или мгновенную) скорость реакции.

Истинная скорость химической реакции определяется пределом, к которому стремится отношение $\Delta C/\Delta \tau$ при $\tau \rightarrow 0$, то есть производной концентрации по времени:

$$V = \pm \frac{dC}{d\tau} \quad (3)$$

Скорость реакции зависит от ряда факторов, в том числе от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, площади реакционной поверхности (для гетерогенных реакций),

Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов

Необходимым условием для осуществления акта химического взаимодействия между молекулами должно быть их столкновение. Столкновение молекул в некотором реакционном пространстве при заданной температуре происходят тем чаще, чем больше этих молекул. Поэтому скорость химической реакции зависит от концен-

трации реагирующих веществ. По мере уменьшения концентрации исходных веществ во времени скорость реакции падает.

Количественно зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражается *законом действующих масс*, который в современной формулировке выглядит так:

при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

Для реакции $aA + bB \rightarrow mM + nN$ математическое выражение закона действующих масс имеет вид:

$$V = kC_A^a \cdot C_B^b \quad (4)$$

где V — скорость реакции; C_A и C_B — концентрации реагентов A и B ; a , b — стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции; k — коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости химической реакции. Размерность константы скорости определяется величинами стехиометрических коэффициентов a и b и остается такой, чтобы скорость V имела размерность *моль/л·сек*. Если нет точных данных, размерность k принимают сек^{-1} . При $C_A = C_B = 1 \text{ моль/л}$ k численно равна скорости.

Выражение (4) называют также *кинетическим уравнением реакции*.

Константа скорости химической реакции определяется природой реагирующих веществ и зависит от температуры, от присутствия катализатора, но не зависит от концентрации веществ, участвующих в реакции.

Пример 1. В реакционный сосуд объемом 2 л помещены 0,06 моль вещества A и 0,02 моль вещества B . При определенной температуре протекает реакция $A + 2B = AB_2$. Найти значение константы скорости реакции при этой температуре, если при заданных концентрациях веществ A и B скорость реакции равна $6 \cdot 10^{-7} \text{ моль/(л·сек)}$.

Решение: Зная количества реагирующих веществ и объем системы, найдем молярные концентрации реагентов:

$$C_A = 0,06/2 = 0.03 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}; \quad C_B = 0,02/2 = 0.01 = 10^{-2} \text{ моль/л}$$

Запишем выражение кинетического уравнения, связывающего скорость реакции с концентрациями реагирующих веществ:

$$v = k C_A \cdot C_B^2.$$

$$\text{Отсюда: } k = \frac{v}{C_A \cdot C_B^2} = \frac{6 \cdot 10^{-7}}{3 \cdot 10^{-2} (10^{-2})^2} = 0,2 \text{ л}^2 / (\text{моль})^2 \cdot \text{сек}$$

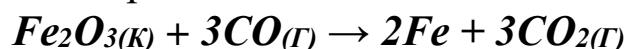
Закон действующих масс справедлив только для наиболее простых по своему механизму взаимодействий, протекающих в газах или в разбавленных растворах. Сложные реакции могут быть совокупностью параллельно или последовательно протекающих процессов. Закон действующих масс справедлив для каждой отдельной стадии реакции, но не для всего взаимодействия в целом. Та стадия процесса, скорость которой минимальна, лимитирует скорость реакции в общем. Поэтому математическое выражение закона действующих масс, записанное для самой медленной (лимитирующей) стадии процесса, приложимо одновременно и ко всей реакции в целом.

Если в реакции участвуют два или более веществ, то скорость реакции может зависеть от концентрации только одного из них, участвующего в самой медленной стадии процесса и не зависеть от концентрации других.

Скорость гетерогенных химических реакций

Многие химические процессы, имеющие большое значение в технике, относятся к числу гетерогенных реакций. Один или несколько компонентов процесса находятся в конденсированной, обычно твердой фазе. Концентрации твердых веществ не записываются в кинетическое уравнение (закон действующих масс). Условно эти концентрации принимают постоянными и равными 1. Это *первая* особенность гетерогенных реакций. Они идут на поверхности раздела фаз, которая и является их реакционным пространством. Поэтому *второй* особенностью кинетики этих реак-

ций является влияние площади реакционной поверхности на скорость реакции. Так для реакции:



кинетическое уравнение может быть записано в виде: $V = k \cdot C_{CO}^3 \cdot S$, где C_{CO} — молярная концентрация монооксида углерода $CO_{(г)}$, единственного газообразного компонента в реагирующих исходных веществах, S — площадь поверхности, на которой идет реакция. Твердое вещество $Fe_2O_{3(к)}$ в кинетическое уравнение не записывается. Скорости гетерогенных химических реакций имеют размерность *моль/л·сек·м²*.

Однако в большинстве случаев площадь реакционной поверхности практически невозможно измерить и она непосредственно не фигурирует в кинетическом уравнении (законе действующих масс). Она "запрятывается" в константу скорости k и это учитывается в размерности константы скорости.

Пример 2. Для реакции: $Si_{(ТВ)} + 2H_2O_{(г)} \rightarrow SiO_{2(ТВ)} + 2H_2_{(г)}$ напишите выражение для кинетического уравнения.

Решение: Данная реакция гетерогенная, протекает на границе раздела фаз. Из реагирующих веществ вода участвует в реакции в газообразной форме, перед ней коэффициент в уравнении равен 2 (...+ $2H_2O_{(г)}$). Кремний ($Si_{(ТВ)}$) — твердое вещество, поэтому его концентрацию не учитываем в кинетическом уравнении. Следовательно, кинетическое уравнение (закон действующих масс) для данной реакции может иметь вид: $V = k \cdot C_{H_2O}^2$. Размерность константы скорости в этом случае *л/моль·сек·м²*.

В процессе реакции уменьшается концентрация реагента в зоне реакции C_S по сравнению с его концентрацией в объеме C_V из-за расхода реагента. Поэтому *скорость гетерогенной химической реакции зависит от скорости подвода реагентов в зону химической реакции*, что является *третьей* особенностью этих реакций.

Наибольшее изменение концентрации реагента происходит в тонком слое около реакционной поверхности, называемом *диффузионным слоем*. Перенос вещества здесь происходит в основном за счет диффузии.

Если скорость диффузии много больше скорости реакции ($V_d \gg V$), то реагенты без проблем подаются в реакционное пространство, к поверхности, все законы влияния концентрации на скорость, описанные выше, соблюдаются. Для таких случаев есть выражение «*кинетический контроль реакции*». Если скорости химической реакции и диффузии сопоставимы, имеет место *смешанный контроль*. И, наконец, когда скорость диффузии много меньше скорости реакции ($V_d \ll V$) то говорят о диффузионном контроле реакции.

В этом случае может наблюдаться нулевой порядок реакции по всем реагентам. Это значит, что в координатах $V - C$ скорость не зависит от концентраций реагентов, а зависит от скорости диффузии, величины поверхности и температуры, которые не входят в кинетическое уравнение. Такое явление может иметь место при реакции на твердой поверхности в жидких средах с высокой вязкостью. Однако большинство гетерогенных реакций имеет порядок, отличающийся от нулевого.

Зависимость скорости реакций от давления в системе

В тех случаях, когда среди реагирующих веществ имеются газы, скорость реакций зависит от давления в системе. При повышении давления за счет сжатия системы пропорционально возрастает число молекул газа в единице объема, что эквивалентно повышению концентрации данного газа.

Пример 3. Как изменится скорость реакции $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ при уменьшении объема замкнутой системы в два раза при постоянной температуре?

Решение. Уменьшение объема в замкнутой системе эквивалентно пропорциональному увеличению давления.

Кинетическое уравнение данной реакции имеет вид:

$$V = kC_{NO}^2 \cdot C_{O_2}$$

При уменьшении объема системы в два раза и связанным с этим повышением давления в два раза концентрации реагирующих веществ тоже повышаются в два раза: $C'_{NO} = 2C_{NO}$ $C'_{O_2} = 2C_{O_2}$

Новая скорость реакции:

$$V' = kC'_{\text{NO}}^2 \cdot C'_{\text{O}_2} = k(2C_{\text{NO}})^2 \cdot (2C_{\text{O}_2}) = 8kC_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2} = 8V$$

Отсюда, при уменьшении объема замкнутой системы в два раза при постоянной температуре скорость данной реакции повышается в 8 раз.

Зависимость константы скорости реакции от температуры

Большинство реакций ускоряется при нагревании. Температура действует непосредственно на константу скорости. Пусть V_1 — скорость реакции при температуре T_1 , а V_2 — скорость этой же реакции при температуре T_2 . В таком случае имеет место эмпирическое правило Вант-Гоффа.

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad (5)$$

где γ — температурный коэффициент.

Температурный коэффициент показывает во сколько раз повысится скорость реакции при повышении температуры на 10°C . Для большинства реакций при температурах, близких к комнатной, он составляет величину 2-4.

Уравнение Вант-Гоффа широко используется, однако следует помнить, что оно эмпирическое приближительное, его можно применять только для ориентировочных расчетов.

Пример 4. При 100°C некоторая реакция заканчивается за 20 мин. Принимая температурный коэффициент скорости реакции $\gamma = 3,5$, рассчитайте, через какое время закончится реакция при 60°C

Решение. Скорость реакции, как и скорость всякого процесса, обратно пропорциональна времени проведения процесса. Следовательно, $V_2/V_1 = \tau_1/\tau_2$. Пусть T_1 , V_1 и τ_1 — параметры медленного (низкотемпературного) процесса, а T_2 , V_2 и τ_2 — параметры высокотемпературного процесса. Подставляем имеющиеся данные в уравнение Вант-Гоффа:

$$V_2/V_1 = 3,5^{(100 - 60)/10} = (3,5)^4 = 150. \text{ Так как } V_2/V_1 = \tau_1/\tau_2 = 150, \\ \tau_1/\tau_2 = \tau_1/20 \quad \tau_1 = 150 \cdot 20 = 3000 \text{ мин} = 50 \text{ часов.}$$

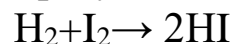
Одним из методов ускорения химической реакции является катализ, который осуществляется при помощи веществ (катализа-

торов), увеличивающих скорость реакции, но не расходующихся в результате ее протекания. Как и при повышении температуры, при введении катализатора повышается *константа скорости реакции*. Механизм действия катализатора сводится к уменьшению величины энергии активации реакции, т.е. к уменьшению разности между средней энергией активных молекул (активного комплекса) и средней энергией молекул исходных веществ. Скорость химической реакции при этом резко повышается

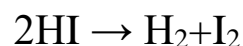
ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Многие химические реакции при одних и тех же условиях могут протекать одновременно в двух противоположных направлениях. Такие процессы называются *обратимыми*.

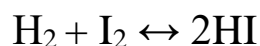
Примером обратимой реакции может служить взаимодействие водорода с йодом. Если при комнатной температуре в закрытом сосуде смешать газообразный водород с парами йода, то вскоре можно обнаружить йодоводород, образующийся по реакции:



С другой стороны, если в закрытый сосуд поместить газообразный йодоводород, то через некоторое время в нем можно обнаружить фиолетовые пары йода. Это свидетельствует о разложении йодоводорода:



Обратимый характер реакции обозначается стрелками, направленными в обе стороны;



Взаимодействие водорода с парами йода вначале идет со сравнительно большой скоростью ($V_{\text{пр}}$) в сторону образования HI:

$$V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}}[\text{H}_2][\text{I}_2]$$

По мере накопления HI все с большей скоростью ($V_{\text{обр}}$) начинает протекать обратный процесс — разложение HI:

$$V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}}[\text{HI}]^2$$

В момент времени эти скорости становятся одинаковыми:

$$V_{\text{пр}} = V_{\text{обр}}, \text{ отсюда } k_{\text{пр}}[\text{H}_2][\text{I}_2] = k_{\text{обр}}[\text{HI}]^2$$

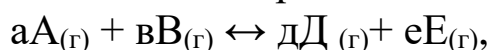
Химическим равновесием называется состояние системы, при котором скорость образования продуктов реакции (скорость прямой реакции) равна скорости их превращения в исходные реагенты (скорость обратной реакции). Химическое равновесие — это *равновесие динамическое*, при котором происходит непрерывное образование и разложение молекул. Концентрации реагентов при установившемся равновесии называются *равновесными* и обозначают C_p или квадратными скобками $[\]$.

На основании равенства скоростей прямой и обратной реакций при равновесии можно написать:

$$K_c = \frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{обр}}} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} \quad (6)$$

На практике чаще всего константу равновесия вычисляют из экспериментально найденных равновесных концентраций. При этом в числителе записывают произведение равновесных концентраций продуктов реакции, а в знаменателе — произведение равновесных концентраций исходных реагентов. Показатели степеней равны соответствующим стехиометрическим коэффициентам.

В общем случае для гомогенной реакции вида -



константа равновесия выражается равенством –

$$K_c = \frac{[D]^d \cdot [E]^e}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad (7)$$

Формулы для расчета равновесных концентраций исходных веществ и продуктов:

- для исходных веществ: $[A] = C_A - \Delta C_A$; (8)

- для продуктов: $[D] = C_D + \Delta C_D$, (9)

где $[A]$, $[D]$ - равновесные концентрации исходного вещества А и продукта В, C_A , C_D – исходные концентрации исходного вещества А и продукта В, ΔC_A , ΔC_D - израсходованная концентрация исход-

ного вещества А, образовавшаяся концентрация продукта реакции В.

Если в условии задачи не указаны исходные концентрации продуктов реакции, то они принимаются равными нулю, а формула для определения равновесной концентрации принимает вид:

$$[Д] = \Delta C_{Д}. \quad (10)$$

Пример 5. В системе $A_{(г)} + 2B_{(г)} = D_{(г)}$ равновесные концентрации равны: $[A] = 0,06$ моль/л, $[B] = 0,12$ моль/л, $[D] = 0,216$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходные концентрации веществ А и В.

Решение. Константа равновесия данной реакции выражается уравнением:

$$K_c = \frac{[D]}{[A] \cdot [B]^2}$$

Подставляя в него данные задачи, получаем:

$$K_c = \frac{0,216}{(0,06) \cdot (0,12)^2} = 2,5.$$

Для нахождения исходной концентрации вещества А учтем, что, согласно уравнению реакции, из 1 моля А образуется 1 моль Д. Поскольку по условию задачи в каждом литре системы образовалось 0,216 моля вещества Д, то при этом было израсходовано 0,216 моля А. Таким образом, исходная концентрация вещества А равна: $C_A = [A] + \Delta C_A = 0,06 + 0,216 = 0,276$ моль/л;

Для нахождения исходной концентрации веществ В, учтем, что согласно уравнению реакции, из 2 молей В образуется 1 моль Д. Поскольку по условию задачи в каждом литре системы образовалось 0,216 моля вещества Д, то при этом было израсходовано $0,216 \cdot 2 = 0,432$ моля В. Таким образом, исходная концентрация вещества В равна:

$$C_B = [B] + \Delta C_B = 0,12 + 0,432 = 0,552 \text{ моль/л.}$$

Данные условия задачи можно оформить в виде таблицы, с ее помощью можно производить расчеты* (см. ниже).

Сначала в таблицу вносятся данные из условия. Остальные расчеты производятся, используя расчеты по уравнению и формулы (8), (9), (10).

Вещества в уравнении реакции	А	В	Д
Коэффициенты в уравнении	1	2	1
Сисх			
ΔС			
[]			

*Сисх - исходные концентрации веществ; ΔС - израсходованные концентрации исходных веществ или образовавшаяся концентрация продуктов реакции; [] – равновесные концентрации веществ

В конкретном случае, сначала вписываются равновесные концентрации веществ А, В, Д (*действие 1, см. таблицу*). Затем, согласно формуле (10) переносим значение равновесной концентрации продукта реакции В в ячейку ΔС (*действие 2, см. таблицу*). Ячейки ΔС для веществ А и В заполняем согласно соотношению коэффициентов в уравнении реакции (*действие 3, см. таблицу*). Исходные концентрации находим, используя формулу (8) (*действие 4, см. таблицу*).

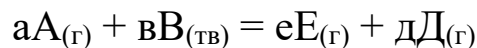
Вещества в уравнении реакции	А	В	Д
Коэффициенты в уравнении	1	2	1
Сисх	↑ (4) 0,276	(4) ↑ 0,552	
ΔС	0,216 (3)	0,432 (3)	← 0,216 (2)
[]	0,06	0,12	0,216 (1)

Для реакций, протекающих между газообразными веществами, часто применяется выражение константы равновесия через парциальные давления

$$K_c = \frac{p(D)^d \cdot p(E)^e}{p(A)^a \cdot p(B)^b} \quad (11)$$

В выражение константы равновесия гетерогенной реакции, как и в выражение закона действующих масс, входят только концентрации веществ, находящихся в жидкой или газообразной фазе, так как концентрации твердых веществ остаются постоянными. Площадь поверхности также не влияет на значение константы равновесия в гетерогенном процессе, потому что и прямая, и обратная реакции протекают на одной площади поверхности.

В общем случае для гетерогенного процесса:



константа равновесия выражается равенством

$$K_c = \frac{[D]^d \cdot [E]^e}{[A]^a} \quad (12)$$

Численное значение константы равновесия обычно изменяется с изменением температуры. Это происходит потому, что скорости прямой и обратной реакций изменяются с температурой по-разному. При постоянной температуре значения констант равновесия не зависят ни от давления, ни от объема, ни от концентраций реагентов или продуктов реакции.

Катализатор лишь ускоряет достижение равновесия, но также не влияет на значение константы равновесия.

Константа равновесия – важнейшая характеристика химического взаимодействия, по величине которой можно судить о полноте протекания реакции. Из уравнения (1) следует, что чем больше константа химического равновесия, тем больше равновесные концентрации продуктов реакции, т.е. больше *глубина* превращения. При константе равновесия $K_c \approx 1$ реакция оказывается типично обратимой, то есть в состоянии равновесия концентрации исходных веществ и продуктов реакции сравнимы по величине. Если $K_c \rightarrow \infty$, то реакция практически необратима. Если $K_c \rightarrow 0$, то прямая реакция практически не идет.

При неизменных внешних условиях состояние (положение) равновесия сохраняется сколь угодно долго. Изменения температуры, концентрации реагентов (а для газообразных систем иногда давления) приводят к нарушению равенства скоростей прямой и обратной реакций, а, следовательно, и к нарушению равновесия.

Однако, через некоторое время при новых условиях равенство скоростей реакций снова восстанавливается. Однако равновесные концентрации реагентов в новых условиях другие. Переход системы из одного равновесного состояния к другому называется *смещением* или *сдвигом равновесия*.

Характер смещения химического равновесия под влиянием внешних воздействий можно прогнозировать, применяя **принцип Ле Шателье**:

Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать какое-либо воздействие, то в системе усилятся те процессы, которые стремятся свести это воздействие к минимуму.

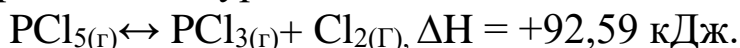
1. Повышение температуры приводит к смещению химического равновесия в направлении реакции, сопровождающейся поглощением теплоты, т.е. в сторону эндотермической реакции;

2. Повышение давления вызывает смещение химического равновесия в направлении уменьшения общего числа молей газообразных веществ, т.е. в направлении, приводящем к понижению давления;

3. Удаление из системы одного из продуктов реакции ведет к смещению равновесия в сторону прямой реакции;

4. Уменьшение концентрации одного из исходных веществ приводит к сдвигу химического равновесия в направлении обратной реакции.

Пример 6. Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению



Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить химическое равновесие в сторону прямой реакции – разложения PCl_5 ?

Решение. Направление, в котором смещается химическое равновесие, определяется по принципу Ле Шателье (см. выше).

А) Так как реакция разложения PCl_5 эндотермическая, т.е. протекает с поглощением тепла ($\Delta H > 0$), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру.

Б) Так как в данной системе разложение PCl_5 ведет к увеличению числа молей газообразных веществ (из одного моля газа образуются два моля газообразных веществ), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции надо уменьшить давление.

В) Для того чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции (при T и $P = \text{const}$), можно увеличить концентрацию PCl_5 или уменьшить концентрацию PCl_3 или Cl_2 .

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ

1. Что такое скорость химической реакции? В каких единицах она измеряется?
2. Что такое истинная и средняя скорость реакции?
3. Сформулируйте закон действующих масс?
4. Как записывается кинетическое уравнение для гомогенной реакции? Каковы особенности гетерогенных реакций?
5. Что такое кинетический, диффузионный и смешанный контроль в гетерогенных реакциях?
6. Как рассчитать изменение скорости реакции при повышении (понижении) давления в системе?
7. Как влияет температура на скорость химической реакции? Приведите уравнение Вант-Гоффа.
8. Что такое катализ? На какие параметры процесса действует катализатор?
9. Какие химические процессы называются необратимыми? Обратимыми? Приведите примеры практически необратимых и обратимых процессов.
10. Какое состояние системы называют «химическим равновесием»?
11. Что является термодинамическим условием химического равновесия? Кинетическим условием химического равновесия?
12. Какие факторы влияют на состояние химического равновесия?
13. Что показывает и от каких факторов зависит константа химического равновесия?
14. Что называется смещением химического равновесия? Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?

15. В чем заключается принцип Ле Шателье? Как он применяется для прогнозирования направления смещения химического равновесия при изменении внешних условий?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ изучают на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой: $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + SO_2 + H_2O + S \downarrow$

Признаком реакции является помутнение раствора вследствие выделения серы.

Приготовьте лист белой бумаги, с нанесенной на него жирной черной линией.

В пробирку, не содержащую на дне воды, добавьте 4 капли тиосульфата натрия, 8 капель воды и, заметив время, 1 каплю серной кислоты. Каплю серной кислоты добавлять так, чтобы она не стекала по стенке, а падала прямо в раствор.

Зафиксируйте время помутнения раствора, при котором сквозь раствор не будет видна черная линия. Повторите опыт, добиваясь единообразной степени помутнения. После каждого опыта сразу же промывайте пробирку, так как адсорбирующаяся на стенках сера потом очень трудно отмывается.

Проделайте второй опыт, взяв 8 капель тиосульфата натрия, 4 капли воды и одну — серной кислоты, а затем третий опыт, взяв 12 капель тиосульфата натрия и одну каплю серной кислоты. Результаты опытов оформите в виде таблицы:

№ опыта	Количество капель		Относит. концентр., $C_{отн}$	Время до помутн., τ , с	Относительная скорость реакции	
	$Na_2S_2O_3$	H_2O			$V_{теор}$	$V_{практ}$
1	4	8	1		1	1
2	8	4	2		2	
3	12	—	3		3	

Рассчитайте $V_{\text{практ}}$ для второго и третьего случаев по формуле:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\tau_2}{\tau_1} \quad (13)$$

где V_1 — скорость реакции в первом случае ($V_1= 1$); V_2 — скорость реакции во втором (или V_3 — в третьем) случае; τ_1 — время протекания реакции до помутнения раствора в первом случае, τ_2 — время протекания реакции до помутнения раствора во втором (или τ_3 —третьем) случае.

Постройте график зависимости $V_{\text{теор}}$ от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. На этом же графике отметьте точками значения $V_{\text{практ}}$, полученные при вычислениях. Напишите уравнение реакции и сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ при данных условиях.

Опыт 2. Влияние поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе

Влияние поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе изучается на примере реакции карбоната кальция с соляной кислотой.

Приготовьте два небольших приблизительно одинаковых кусочка мела. Один из них разотрите пестиком на листе бумаги и пересыпьте в коническую пробирку, второй поместите в другую пробирку. В обе пробирки одновременно добавьте по 15-20 капель 20%-ной соляной кислоты.

Напишите уравнение реакции. Отметьте наблюдаемые явления и объясните их.

Опыт 3. Гетерогенный катализ

Гетерогенный катализ изучается на примере каталитического ускорения реакции разложения пероксида водорода диоксидами свинца или марганца.

Налейте в пробирку 5-8 капель 30%-ного (по массе) раствора пероксида водорода H_2O_2 . С помощью тлеющей лучины убедитесь в отсутствии кислорода. Внесите в раствор на кончике микрошпателя диоксид свинца PbO_2 или диоксид марганца MnO_2 и наблю-

дайте выделение газа. Напишите уравнение разложения пероксида водорода.

Опыт 4. Влияние концентрации на смещение химического равновесия

В данном опыте изучают обратимую реакцию взаимодействия хлорида железа (III) FeCl_3 с роданидом аммония NH_4NCS (или роданидом калия KNCS). Роданид железа $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ придает раствору красную окраску. По изменению интенсивности окраски $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ можно судить об изменении концентрации, то есть о смещении химического равновесия в ту или иную сторону.

В колбу объемом 100 мл налейте 2,5мл раствора FeCl_3 и добавьте 2,5мл раствора NH_4NCS (KNCS). Полученную смесь разбавьте дистиллированной водой до 100 мл (до метки на колбе). Приготовленный раствор размешайте энергичным встряхиванием.

Пипеткой на 10 мл или цилиндром разлейте данный раствор в четыре пробирки, по 10мл в каждую.

В первую пробирку добавьте избыток раствора хлорида железа (III), во вторую – роданида аммония (роданида калия), в третью – хлорида аммония (хлорида калия), четвертую пробирку оставьте для сравнения.

ПРИМЕЧАНИЕ: объем растворов, который необходимо добавлять в пробирки, чтобы получить избыток того или иного реагента, преподаватель задает конкретно для каждой бригады.

Для каждого из полученных растворов определите значение оптической плотности используя фотоколориметр.

При оформлении результатов опыта

1. запишите уравнение реакции между хлоридом железа (III) и роданидом аммония (роданидом калия);
2. напишите выражение константы равновесия данной реакции;
3. отметьте изменение интенсивности окраски в каждом случае, когда приливали избыток раствора того или иного реагента и запишите для каждого случая значение оптической плотности раствора;

4. сделайте вывод о направлении смещения химического равновесия и об изменении концентрации каждого компонента в случае добавления: а) хлорида железа (III), б) роданида аммония (роданида калия), в) хлорида аммония (хлорида калия).

ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Вариант 1.(А) 1. В реакции $A + B \rightarrow AB$ при $C_A = 0,05$ моль/л и $C_B = 0,01$ моль/л, при этой температуре скорость $V = 5 \cdot 10^{-5}$ моль/(л·сек). Найти константу скорости k .

2. Две реакции идут при 25°C с одинаковой скоростью. У первой реакции температурный коэффициент $\gamma = 2,0$, у второй $2,5$. Как относятся скорости этих реакций при 95°C ?

3. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(г)}$, если увеличить давление в системе в 3 раза?

4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево:

(1) $2\text{NO}_{2(г)} \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_{4(г)}$, $\Delta H = -57$ кДж ;

(2) $\text{Mn}_{(тв)} + \text{CO}_{(г)} \leftrightarrow \text{Mn}_{(тв)} + \text{CO}_{2(г)}$?

5. В гомогенной системе $A + 2B \leftrightarrow C$ равновесные концентрации реагирующих газов: $[A] = 0,06$ моль/л; $[B] = 0,12$ моль/л; $[C] = 0,216$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации веществ A и B.

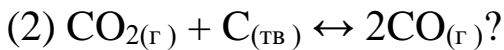
Вариант 2.(Б) 1. В реакции $A + B \rightarrow AB$ при $C_A = 0,025$ моль/л и $C_B = 0,02$ моль/л, скорость при этой температуре $V = 5 \cdot 10^{-5}$ моль/(л·сек). Найти константу скорости k .

2. При 150°C реакция идет 16 мин. Принимая температурный коэффициент реакции $\gamma = 2,5$, рассчитать, через какое время закончится эта реакция при 200°C .

3. Как изменится скорость реакции: $2A_{(г)} + B_{тв} + D_{(г)} \rightarrow 2E$ при повышении давления в системе в 3 раза при постоянной температуре?

4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево:

(1) $\text{FeO}_{(тв)} + \text{CO}_{(г)} \leftrightarrow \text{Fe}_{(тв)} + \text{CO}_{2(г)}$, $\Delta H = -13,2$ кДж;



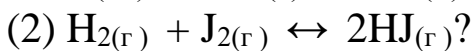
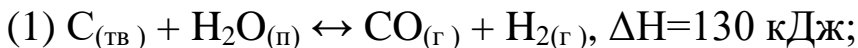
5. В гомогенной газовой системе $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$ равновесие установилось при концентрациях: $[\text{B}] = 0,05$ моль/л и $[\text{C}] = 0,02$ моль/л. Константа равновесия системы равна 0,04. Вычислите исходные концентрации веществ А и В.

Вариант 3.(В) 1. В системе объемом 2 л содержится 0,1 моль вещества А и 0,3 моль вещества В. Найти значение константы скорости реакции $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$, если при заданной температуре и приведенных концентрациях веществ А и В скорость реакции равна $5 \cdot 10^{-5}$ моль/(л·сек).

2. Чему равен температурный коэффициент γ , если при увеличении температуры на 30°C скорость реакции возрастает в 15,6 раза?

3. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})}$, если при постоянной температуре уменьшить объём системы в 3 раза?

4. Изменением каких факторов (Р, С, Т) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево:



5. Равновесие гомогенной системы $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_2_{(\text{г})}$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[\text{H}_2\text{O}] = 0,14$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0,14$ моль/л; $[\text{HCl}] = 0,20$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,32$ моль/л. Вычислите исходные концентрации хлороводорода и кислорода.

Вариант 4.(Г) 1. В системе объемом 5 л содержится 0,2 моль вещества А и 0,5 моль вещества В. Найти значение константы скорости реакции $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$, если при заданной температуре и приведенных концентрациях веществ А и В скорость реакции равна $4 \cdot 10^{-4}$ моль/(л·сек).

2. Чему равен температурный коэффициент γ , если при понижении температуры на 30°C скорость реакции падает в 15,6 раза?

3. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})}$, если при постоянной температуре уменьшить объём системы в 2 раза?

4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево: (1) $2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{CO}_{2(г)}$, $\Delta H = -569$ кДж; (2) $\text{H}_{2(г)} + \text{S}_{(кр)} \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}_{(г)}$?
5. Вычислите константу равновесия для гомогенной системы $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{2(г)} + \text{H}_2_{(г)}$ если равновесные концентрации реагирующих веществ: $[\text{CO}] = 0,004$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,064$ моль/л; $[\text{CO}_2] = 0,016$ моль/л; $[\text{H}_2] = 0,016$ моль/л. Рассчитайте исходные концентрации воды и CO?

Вариант 5.(Д) 1. Дана реакция: $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{AB}_2$. Начальные концентрации: $[\text{A}]_0 = 0,03$ моль/л, $[\text{B}]_0 = 0,05$ моль/л. Найти начальную скорость реакции, если константа скорости при заданной температуре и условиях равна $0,4 \text{ л}^2/(\text{моль})^2 \cdot \text{сек}$.

2. При 150°C некоторая реакция заканчивается за 16 мин. При температурным коэффициенте скорости реакции равным 2,5, рассчитать, через какое время закончится эта реакция, если проводить ее при 80°C .
3. Как изменится скорость реакции $2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{SO}_3$, если объем замкнутой системы при $T_{\text{конст}}$ уменьшить в 3 раза?
4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево: (1) $\text{N}_{2(г)} + 3\text{H}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(г)}$, $\Delta H = -92$ кДж; (2) $3\text{Fe}_{(тв)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(п)} \leftrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_{4(тв)} + 4\text{H}_{2(г)}$?
5. Константа равновесия гомогенной системы $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2_{(г)}$ при некоторой температуре равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации: $C_{\text{CO}} = 0,10$ моль/л; $C_{\text{H}_2\text{O}} = 0,40$ моль/л.

Вариант 6.(Е) 1. Реакция между веществами A и B выражается уравнением $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{AB}_2$. Начальные концентрации составляют: $[\text{A}]_0 = 0,03$ моль/л, $[\text{B}]_0 = 0,05$ моль/л. Константа скорости при заданной температуре и условиях равна $0,4 \text{ л}^2/\text{моль}^2 \cdot \text{сек}$. Найти скорость реакции через некоторое время, когда концентрация вещества A уменьшится на $0,01$ моль/л.

2. Как изменится скорость химической реакции при увеличении температуры на 40°C , если температурный коэффициент $\gamma = 2$?

3. Как изменится скорость реакции $2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow 2\text{CO}_{2(г)}$, если при постоянной температуре давление повысить в два раза?
4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево: (1) $\text{PCl}_{5(г)} \leftrightarrow \text{PCl}_{3(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$, $\Delta H = 92,59$ кДж; (2) $4\text{H}_{2(г)} + \text{Fe}_3\text{O}_{4(тв)} \leftrightarrow 3\text{Fe}_{(тв)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(л)}$?
5. Константа равновесия гомогенной системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ при некоторой температуре равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 и 0,08 моль/л. Вычислите равновесную и исходную концентрацию азота.

Вариант 7.(Ж) 1. В системе объемом 3 л вещества **A** и **B** реагируют по уравнению: $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{AB}_2$. Вещества **A** содержится в системе 0,03 моль, вещества **B** 0,06 моль. Константа скорости при заданной температуре и условиях равна $0,4 \text{ л}^2/(\text{моль})^2 \cdot \text{сек}$. Найти начальную скорость реакции.

2. Как изменится скорость реакции при уменьшении температуры на 20°C , если температурный коэффициент скорости $\gamma = 3$?
3. Как изменится скорость реакции $\text{H}_{2(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightarrow 2\text{HCl}_{(г)}$, если давление фазе при постоянной температуре повысить в два раза?
4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево: (1) $\text{COCl}_{2(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$, $\Delta H = 113$ кДж; (2) $\text{Fe}_3\text{O}_{4(тв)} + 4\text{CO}_{(г)} \leftrightarrow 3\text{Fe}_{(тв)} + 4\text{CO}_{2(г)}$?
5. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[\text{NO}] = 0,2$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,1$ моль/л; $[\text{NO}_2] = 0,1$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации **NO** и **O₂**.

Вариант 8.(З) 1. Реакция между веществами **A** и **B** выражается уравнением $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{AB}_2$. Объем системы 3 л. Вещества **A** содержится в системе 0,06 моль, вещества **B** 0,09 моль. Константа скорости при заданной температуре равна $0,5 \text{ л}^2/(\text{моль})^2 \cdot \text{сек}$. Найти начальную скорость реакции.

2. Как изменится скорость химической реакции при повышении температуры на $40\text{ }^{\circ}\text{C}$, если температурный коэффициент $\gamma = 3,2$?
3. Как изменится скорость реакции $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$, если при постоянной температуре давление повысить в два раза?
4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево: (1) $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{п})$, $\Delta\text{H} = -572\text{ кДж}$; (2) $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{Fe}(\text{тв}) \leftrightarrow \text{FeO}(\text{тв}) + \text{CO}(\text{г})$?
5. В гомогенной системе $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{NOCl}$ исходные концентрации оксида азота и хлора составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO.

Вариант 9(И). 1. В системе объёмом 3 л протекает реакция: $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{AB}_2$. Вещества А содержится в системе 0,03 моль, вещества В 0,06 моль. Найти константу скорости реакции при заданной температуре и условиях, если начальная скорость реакции составляет $4 \cdot 10^{-7}$ моль/(л·сек).

2. При повышении температуры на 50° скорость реакции возросла в 1200 раз. Вычислить температурный коэффициент скорости.
3. Во сколько раз надо увеличить давление, чтобы скорость образования NO_2 по реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2$, возросла в 1000 раз?
4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево: (1) $\text{PCl}_5(\text{кр}) + \text{H}_2\text{O}(\text{п}) \leftrightarrow \text{POCl}_3(\text{ж}) + 2\text{HCl}(\text{г})$, $\Delta\text{H} = -111\text{ кДж}$; (2) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HBr}(\text{г})$?
5. В гомогенной системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ равновесные концентрации реагирующих веществ: $[\text{CO}] = 0,2$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0,3$ моль/л; $[\text{COCl}_2] = 1,2$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации хлора и оксида азота.

Вариант 10(К). 1. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C}$. Начальные концентрации составляют $[\text{A}]_0 = 0,03$ моль/л, $[\text{B}]_0 = 0,05$ моль/л. Найти константу скорости

реакции при заданной температуре, если начальная скорость реакции $V_0 = 3 \cdot 10^{-5}$ моль/(л·сек)

2. Как изменится скорость реакции при уменьшении температуры на 20°C , если температурный коэффициент реакции равен 2,2?
3. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightarrow 2\text{NOCl}$, если при постоянной температуре объем системы повысить в два раза?
4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево: (1) $\text{PCl}_{3(ж)} + \text{Cl}_{2(г)} \leftrightarrow \text{PCl}_{5(тв)}$, $\Delta H = -127$ кДж; (2) $3\text{Fe}_{(тв)} + 4\text{CO}_{2(г)} \leftrightarrow 4\text{CO}_{(г)} + \text{Fe}_3\text{O}_{4(тв)}$?
5. При состоянии равновесия в системе $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ концентрации участвующих веществ равны: $[\text{N}_2] = 3$ моль/л; $[\text{H}_2] = 9$ моль/л; $[\text{NH}_3] = 4$ моль/л. Определить исходные концентрации водорода и азота.

Вариант 11. (Л)1. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C}$. Начальные концентрации: $[\text{A}]_0 = 0,04$ моль/л, $[\text{B}]_0 = 0,05$ моль/л. Константа скорости реакции при заданной температуре равна $0,4 \text{ л}^2/(\text{моль})^2 \cdot \text{сек}$. Найти скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшится на $0,01$ моль/л.

2. При 150°C реакция заканчивается в 16 мин. Температурный коэффициент $\gamma = 2,2$. Как скоро закончится эта реакция при 80°C ?
3. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightarrow 2\text{NOCl}$, если при постоянной температуре объем системы уменьшить в два раза?
4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево: (1) $2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(г)}$, $\Delta H = 123$ кДж; (2) $\text{Mn}_{(тв)} + \text{CO}_{2(г)} \leftrightarrow \text{MnO}_{(тв)} + \text{CO}_{(г)}$?
5. Константа равновесия реакции $\text{FeO} + \text{CO} \leftrightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$ при некоторой температуре равна 0,5. Найти равновесные концентрации CO и CO₂, если начальные концентрации этих веществ составляли: $C_{\text{CO}} = 0,05$ моль/л; $C_{\text{CO}_2} = 0,01$ моль/л.

Вариант 12 (М). 1. Реакция $A + 2B \rightarrow C$ протекает при постоянной температуре. Начальные концентрации: $[A]_0 = 0,03$ моль/л, $[B]_0 = 0,05$ моль/л. Скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшилась на 0,01 моль/л., составила $7,2 \cdot 10^{-6}$ моль/(л·сек). Найти константу скорости реакции при данной температуре.

2. При 50°C реакция заканчивается в 2ч. 15 мин. Температурный коэффициент $\gamma = 3,0$. Как скоро закончится эта реакция при 100°C .

3. Как изменится скорость реакции $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2NO_2$, если объем системы при постоянной температуре уменьшить в 3 раза?

4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево: (1) $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2H_2O_{(л)} + 2Cl_{2(г)}$, $\Delta H = -114$ кДж; (2) $N_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{(г)}$?

5. Равновесие в системе $H_2 + J_2 \leftrightarrow 2HJ$ установилось при следующих концентрациях: $[H_2] = 0,025$ моль/л; $[J_2] = 0,005$ моль/л; $[HJ] = 0,09$ моль/л. Определить исходные концентрации иода и водорода.

Вариант 13.(Н) 1. Реакция $A + B \rightarrow AB$ протекает при постоянной температуре. $C_A = 0,04$ моль/л и $C_B = 0,02$ моль/л, скорость реакции $V = 2 \cdot 10^{-5}$ моль/(л·сек). Найти константу скорости k . при данной температуре.

2. У двух реакций при 25°C $V_1 = V_2$. Температурный коэффициент $\gamma_1 = 2,0$, а $\gamma_2 = 2,5$. Найти отношение V_2 / V_1 при 85°C .

3. Как изменится скорость реакции $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2NO_{2(г)}$, если при постоянной температуре увеличить давление в системе в 4 раза?

4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево: (1) $CaCO_{3(кр)} \leftrightarrow CaO_{(тв)} + CO_{2(тв)}$, $\Delta H = 176$ кДж; (2) $FeSO_{4(кр)} + CO_{2(г)} \leftrightarrow FeCO_{3(кр)} + SO_{3(г)}$?

5. При некоторой температуре равновесие в системе $2NO_2 \leftrightarrow 2NO + O_2$ установилось при следующих концентрациях: $[NO_2] =$

0,006 моль/л; $[NO] = 0,024$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходную концентрацию диоксида азота.

Вариант 14.(О) 1. Реакция $A + 2B \rightarrow AB_2$ протекает при постоянной температуре. $C_A = 0,02$ моль/л и $C_B = 0,01$ моль/л, скорость $V = 5 \cdot 10^{-7}$ моль/(л·сек). Найти константу скорости k . при этой температуре.

2. При $50^\circ C$ реакция заканчивается за 26 мин. При температурном коэффициенте скорости $\gamma = 2$ как скоро закончится эта реакция, если проводить ее при $120^\circ C$?

3. Как изменится скорость реакции: $2A_{(г)} + B_{(тв)} + D_{(г)} \rightarrow 2E$ при $T_{конст}$ при уменьшении объема замкнутой системы в 4 раза?

4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево: (1) $Na_2O_{(тв)} + H_2O_{(ж)} \leftrightarrow 2NaOH_{(кр)}$, $\Delta H = -854$ кДж; (2) $Al_2O_3_{(тв)} + 3H_2_{(г)} \leftrightarrow 2Al_{(тв)} + 3H_2O_{(п)}$?

5. После смешивания газов A и B в системе $A + B \leftrightarrow C + D$ устанавливается равновесие при следующих концентрациях: $[B] = 0,05$ моль/л; $[C] = 0,02$ моль/л. Константа равновесия реакции равна 0,04. Найти исходные концентрации веществ A и B.

Вариант 15.(П) 1. В системе объемом 20 л содержится 0,1 моль вещества A и 0,3 моль B. Реакция $A + B \rightarrow AB$ протекает при постоянной температуре. Найти константу скорости при этой температуре, если скорость реакции равна $5 \cdot 10^{-5}$ моль/(л·сек).

2. При увеличении температуры с 20 до $60^\circ C$ скорость реакции возросла в 81 раз. Найти температурный коэффициент скорости γ .

3. Как изменится скорость реакции $2NO_{(г)} + O_2_{(г)} \rightarrow 2NO_2_{(г)}$, если при постоянной температуре уменьшить объём системы в 3,5 раза?

4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево: (1) $C_{(тв)} + H_2O_{(п)} \leftrightarrow CO_{(г)} + H_2_{(г)}$, $\Delta H = 130$ кДж; (2) $3Fe_2O_3_{(тв)} + H_2_{(г)} \leftrightarrow Fe_3O_4_{(тв)} + H_2O_{(п)}$?

5. Найти константу равновесия реакции $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$, если начальная концентрация N_2O_4 составляла 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия продиссоциировало 50% N_2O_4 .

Вариант 16.(P) 1. В системе объемом 10 л есть 0,2 моль вещества **A** и 0,5 моль **B**. Реакция $2A + B \rightarrow A_2B$ протекает при постоянной температуре. Найти константу скорости при этой температуре, если скорость реакции равна $4 \cdot 10^{-6}$ моль/(л·сек).

2. Чему равен температурный коэффициент скорости γ , если при понижении температуры на $40^\circ C$ скорость реакции падает в 16 раз?
3. Как изменится скорость реакции $2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} \rightarrow 2NOCl$, если при постоянной температуре уменьшить объём системы в 3 раза?
4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево: (1) $2H_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2H_2O_{(л)}$, $\Delta H = -572$ кДж; (2) $N_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{(г)}$?
5. В замкнутом сосуде протекает реакция $AB_{(г)} \leftrightarrow A_{(г)} + B_{(г)}$. Константа равновесия реакции равна 0,04, а равновесная концентрация вещества **B** составляет 0,02 моль/л. Найти начальную концентрацию вещества **AB**. Сколько процентов вещества **AB** разложилось?

Вариант 17.(C) 1. Реакция: $A + 2B \rightarrow AB_2$. идет при постоянной температуре. Начальные концентрации: $[A]_0 = 0,03$ моль/л, $[B]_0 = 0,05$ моль/л. Найти начальную скорость реакции, если константа скорости при данной температуре $0,4$ л²/моль²·сек.

2. При $50^\circ C$ реакция заканчивается за 1ч 30 мин. Как скоро она закончится при $80^\circ C$ при $\gamma = 2,5$?
3. Как изменится скорость реакции $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2SO_3$, если при постоянной температуре объём системы увеличить в три раза?
4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево: (1) $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)}$, $\Delta H = -92$ кДж; (2) $Fe_3O_{4(тв)} + 4CO_{(г)} \leftrightarrow 3Fe_{(тв)} + 4CO_{2(г)}$?
5. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$ составляли соответственно

$[SO_2]=0,04$ моль/л, $[O_2]=0,06$ моль/л, $[SO_3]=0,02$ моль/л. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации оксида серы (IV) и кислорода.

Вариант 18.(Т) 1. Реакция между веществами А и В проходит при постоянной температуре по уравнению $A + 2B \rightarrow AB_2$. Начальные концентрации составляют: $[A]_0 = 0,03$ моль/л, $[B]_0 = 0,05$ моль/л. Константа скорости реакции при данной температуре равна $0,4 \text{ л}^2/\text{моль}^2 \cdot \text{сек}$. Найти скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшится на $0,02$ моль/л

2. Как изменится скорость химической реакции при увеличении температуры на 40°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?
3. Как изменится скорость реакции $2CO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2CO_{2(г)}$, если давление в газовой фазе повысить в три раза?
4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево: (1) $COCl_{2(г)} \leftrightarrow CO_{(г)} + Cl_{2(г)}$, $\Delta H = 113 \text{ кДж}$; (2) $H_{2(г)} + S_{(кр)} \leftrightarrow H_2S_{(г)}$?
5. Реакция протекает по уравнению $2A \leftrightarrow B$. Исходная концентрация вещества А равна $0,2$ моль/л, константа равновесия равна $0,5$. Вычислите равновесные концентрации реагирующих веществ.

Вариант 19.(У) 1. Между веществами А и В при постоянной температуре протекает реакция по уравнению $A + 2B \rightarrow AB_2$. Объем системы 5 л. Вещества А содержится в системе $0,05$ моль, вещества В $0,1$ моль. Константа скорости реакции при данной температуре равна $0,4 \text{ л}^2/\text{моль}^2 \cdot \text{сек}$. Найти начальную скорость реакции.

2. Как изменится скорость реакции при уменьшении температуры на 40°C , если температурный коэффициент скорости равен 3?
3. Как изменится скорость реакции $H_{2(г)} + Cl_{2(г)} \rightarrow 2HCl_{(г)}$, если при $T_{\text{конст}}$ давление в газовой фазе повысить в три раза?
4. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево:
 (1) $PCl_{5(кр)} + H_2O_{(л)} \leftrightarrow POCl_{3(ж)} + 2HCl_{(г)}$, $\Delta H = -111 \text{ кДж}$;
 (2) $H_{2(г)} + J_{2(г)} \leftrightarrow 2HJ_{(г)}$?

5. При некоторой температуре равновесие в системе $2\text{NO}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{NO}_2] = 0,006$ моль/л; $[\text{NO}] = 0,024$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходную концентрацию диоксида азота.

Вариант 20.(Ф) 1. Реакция между веществами А и В протекает при постоянной температуре по уравнению $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{AB}_2$. Объем системы 10 л. Вещества А содержится в системе 0,2 моль, вещества В 0,3 моль. Константа скорости реакции при этой температуре равна $0,5 \cdot \text{л}^2/\text{моль}^2 \cdot \text{сек}$. Найти начальную скорость реакции.

2. Как изменится скорость реакции при повышении температуры на 30°C , если температурный коэффициент скорости равен 3,3?

3. Как изменится скорость реакции $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$, если давление в газовой фазе повысить в три раза?

4. Изменением каких факторов (Р, С, Т) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево:

(1) $2\text{NO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$, $\Delta\text{H} = -57$ кДж ;

(2) $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{Fe}(\text{тв}) \leftrightarrow \text{FeO}(\text{тв}) + \text{CO}(\text{г})$?

5. В гомогенной системе $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{NOCl}$ исходные концентрации оксида азота и хлора составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO.

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Семенов, И.Н. Химия: учебник / И.Н. Семенов, И.Л. Перфилова. – 3-е изд. – Санкт-Петербург : Химиздат, 2020. – 656 с. : ил. – Режим доступа: по подписке. – URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=599172> .

2. Вострикова, Н.М. Химия: учебное пособие / Н.М. Вострикова, Г.А. Королева ; Сибирский федеральный университет. – Красноярск : Сибирский федеральный университет (СФУ), 2016. – 136 с. : ил., табл., схем. – Режим доступа: по подписке. – URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=497755> .

3. Коровин, Н. В. Лабораторные работы по химии : учебное пособие / [под ред. Н. В. Коровина]. - М. : Высшая школа, 2001. - 256 с.

