

МЕЖГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКО-РОССИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Технологии металлов»

ХИМИЯ

*Методические рекомендации к практическим занятиям
для студентов всех специальностей и направлений подготовки
дневной и заочной форм обучения*

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ



Могилев 2021

УДК 54.1
ББК 24.03
Х46

Рекомендовано к изданию
учебно-методическим отделом
Белорусско-Российского университета

Одобрено кафедрой «Технологии металлов» «26» января 2021 г.,
протокол № 7

Составитель канд. биол. наук, доц. И. А. Лисовая

Рецензент канд. техн. наук, доц. М. Н. Миронова

В методических рекомендациях приведены основные понятия химической кинетики и химического равновесия. Рассмотрено влияние на скорость химических реакций таких факторов, как концентрация реагирующих веществ, температура и катализаторы. Приведены способы расчета изменения скорости химической реакции, способы определения направления смещения химического равновесия по принципу Ле Шателье.

Учебно-методическое издание

ХИМИЯ

Ответственный за выпуск	Д. И. Якубович
Корректор	Е. А. Галковская
Компьютерная верстка	Н. П. Полевничая

Подписано в печать . Формат 60×84/16. Бумага офсетная. Гарнитура Таймс.
Печать трафаретная. Усл. печ. л. . Уч.-изд. л. . Тираж 66 экз. Заказ №

Издатель и полиграфическое исполнение:
Межгосударственное образовательное учреждение высшего образования
«Белорусско-Российский университет».

Свидетельство о государственной регистрации издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий
№ 1/156 от 07.03.2019.

Пр-т Мира, 43, 212022, г. Могилев.

© Белорусско-Российский
университет, 2021

Содержание

Введение	4
1 Скорость химической реакции	5
1.1 Влияние различных факторов на скорость реакции	6
1.2 Примеры решения задач	7
2 Химическое равновесие	11
2.1 Основные понятия. Константа химического равновесия	11
2.2 Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье	12
2.3 Примеры решения задач	13
Список литературы	16

Введение

Знание скоростей химических реакций имеет большое научное и практическое значение. Например, в химической промышленности от скорости реакции зависят размеры и производительность аппаратуры, количество получаемого продукта и др. Весьма важно знать, не только с какой скоростью протекает реакция при тех или иных условиях, но и как нужно изменить эти условия, чтобы реакция протекала с требуемой скоростью. Всем этим занимается химическая кинетика.

Химическая кинетика – учение о скорости химических процессов и их зависимости от различных факторов, а также о механизмах их протекания.

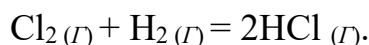
Основными понятиями химической кинетики являются система, компонент, фаза, гомо- и гетерогенные реакции.

Система – совокупность находящихся во взаимодействии веществ или частиц, мысленно или фактически обособленная от окружающей среды. Все, что находится вне системы, называется *внешней средой*.

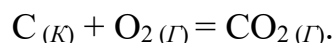
Компонент – химически однородная составная часть системы, которая может быть выведена из нее. Например, смесь азота и кислорода состоит из двух компонентов (N_2 и O_2), а водный раствор $NaCl$ и KCl – из трех компонентов ($NaCl$, KCl и H_2O).

Фаза – это часть системы, однородная во всех точках по составу и свойствам и отделённая от других частей системы поверхностью раздела.

В зависимости от количества фаз все **системы и реакции в них** делятся на **гомогенные** и **гетерогенные**. *Системы, состоящие из одной фазы, и реакции, протекающие в таких системах, называются гомогенными* (например, реакции между газами или растворами). **Гомогенные** реакции протекают по всему объёму системы. Пример гомогенной реакции:



Системы, состоящие из двух или более фаз, и реакции, протекающие в таких системах, называются гетерогенными. **Гетерогенные** реакции протекают на поверхности раздела фаз. Пример гетерогенной реакции:



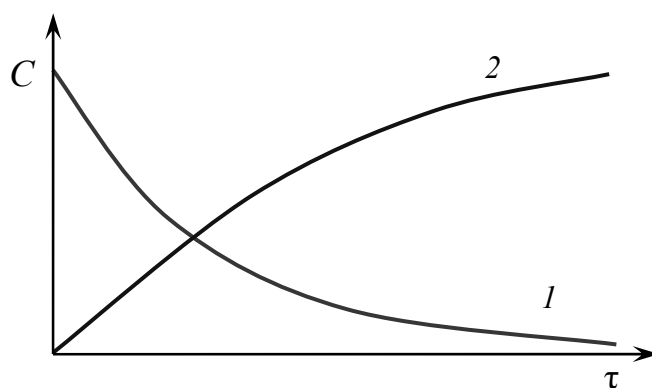
Кинетические закономерности гомогенных и гетерогенных процессов различны.

1 Скорость химической реакции

Скорость химической реакции – это число элементарных взаимодействий, происходящих в единицу времени в единице объема системы (для гомогенных реакций) или на единице площади поверхности раздела фаз (для гетерогенных реакций).

Скорость гомогенных реакций. Число элементарных взаимодействий ведет к изменению количества вещества, измеряемого в молях. Для гомогенной реакции изменение количества вещества в единице объема – это изменение концентрации любого участника реакции (как исходного вещества, так и продукта). Следовательно, *скорость гомогенной реакции – это изменение концентрации любого участника реакции в единицу времени.* Единица измерения в СИ – моль на кубический метр-секунда, однако используются и другие единицы измерения: моль на литр-секунда (обычно), моль на литр-минута и др.

На практике для изучаемой реакции измеряют концентрации какого-либо компонента в различные моменты времени и строят кинетическую кривую зависимости концентрации во времени (рисунок 1).



1 – изменение концентрации исходного вещества; 2 – изменение концентрации продукта реакции

Рисунок 1 – Изменение концентрации C с течением времени τ

Средняя скорость реакции v_{CP} определяется как

$$v_{CP} = \pm(C_2 - C_1)/(\tau_2 - \tau_1) = \pm\Delta C/\Delta\tau,$$

где C_2 и C_1 – концентрации любого участника реакции в моменты времени τ_2 и τ_1 .

Скорость реакции принимается всегда положительной, поэтому знак « \rightarrow » относится к исходным веществам, концентрации которых уменьшаются в ходе реакции, $C_2 - C_1 < 0$; знак « $+$ » – к продуктам, для которых $C_2 - C_1 > 0$.

Скорость гетерогенных реакций. Большое значение в технике имеют гетерогенные реакции, например, горение твердого топлива, коррозия металлов

и др. Кинетика этих процессов имеет особенности. Так как эти процессы протекают на поверхности раздела фаз, то *на скорость гетерогенной реакции влияет площадь реакционной поверхности*. Иногда важно знать удельную скорость реакции, отнесенную к единице реакционной поверхности. Единица измерения удельной скорости гетерогенной реакции – моль на квадратный метр-секунда. Таким образом, скорости гомогенных и гетерогенных реакций имеют различные единицы измерения.

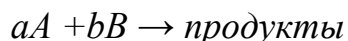
Концентрация вещества, находящегося в твердой фазе, обычно представляет собой постоянную величину, и поэтому на скорость гетерогенной реакции могут влиять концентрации только тех реагентов, которые находятся в газовой фазе или в растворе.

1.1 Влияние различных факторов на скорость реакции

Влияние концентрации реагентов.

Для элементарных, т. е. протекающих в одну стадию, реакций справедлив **закон действия масс** (К. М. Гульдберг, П. Вааге, 1867 г.): *при постоянной температуре скорость элементарной химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, перед формулами веществ в уравнении реакции.*

Для простой гомогенной реакции



скорость, согласно закону действия масс, выразится уравнением

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

где $[A]$ и $[B]$ – молярные концентрации реагирующих веществ A и B ;

k – коэффициент пропорциональности, или **константа скорости реакции**.

Если $[A] = 1$ и $[B] = 1$, то $v = k$. Отсюда вытекает физический смысл константы скорости: *константа скорости реакции – это скорость реакции, при которой молярные концентрации реагирующих веществ равны единице.*

Константа скорости реакции не зависит от концентраций реагентов и тех факторов, которые изменяют концентрацию (например, давление для газов), но зависит от всех других факторов, которые определяют скорость реакции: природы реагирующих веществ, температуры, катализатора, площади поверхности раздела фаз (для гетерогенных реакций) и др.

Влияние температуры.

Зависимость скорости реакции от температуры приближенно определяется эмпирическим **правилом Вант-Гоффа**: *при повышении температуры на каждые 10 град скорость большинства реакций увеличивается в 2–4 раза:*

$$\frac{v(t_2)}{v(t_1)} = \gamma^{(t_2-t_1)/10},$$

где $v(t_2)$ и $v(t_1)$ – скорости реакции при температурах t_2 и t_1 соответственно;

γ – температурный коэффициент скорости данной реакции (или коэффициент Вант-Гоффа), показывающий, во сколько раз изменяется скорость реакции при изменении температуры на 10 град.

Правило Вант-Гоффа соблюдается для ограниченного круга реакций, протекающих при температурах, близких к комнатным, и позволяет лишь примерно оценить влияние температуры на скорость реакции. Более точным является уравнение Аррениуса.

Катализ – явление изменения скорости химической реакции в присутствии веществ, называемых катализаторами. **Катализаторы** – вещества, не расходующиеся в ходе химической реакции, но влияющие на ее скорость.

Положительным называют катализ, при котором скорость реакции возрастает, **отрицательным** (ингибированием) – убывает. Катализаторы, замедляющие химическую реакцию, называются **ингибиторами**. Примером положительного катализа может служить процесс окисления аммиака на платине при получении азотной кислоты, примером отрицательного – снижение скорости коррозии при введении в жидкость, в которой эксплуатируется металл, нитрита натрия, хромата и дихромата калия.

Примерно три четверти всех химических производств используют катализаторы. Их применяют при получении аммиака, азотной и серной кислот, метанола, водорода, хлора, этилена, при крекинге углеводородов, получении маргарина и др. Катализ используют при решении экологических задач, например, очистке автомобильных выбросов, сточных вод.

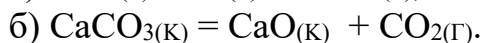
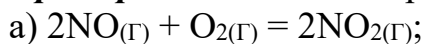
1.2 Примеры решения задач

1.2.1 Задачи с использованием закона действия масс.

Перед решением задач следует уяснить следующее.

В гетерогенных реакциях **концентрации веществ, находящихся в твердой фазе**, обычно не изменяются в ходе реакции и поэтому **не включаются в уравнение закона действия масс**.

Пример 1 – Написать выражения закона действия масс для реакций:



Решение



б) поскольку карбонат кальция – твердое вещество, концентрация которого не изменяется в ходе реакции, искомое выражение будет иметь вид:

$$v = k,$$

т. е. в данном случае скорость реакции при определенной температуре постоянна.

Пример 2 – Во сколько раз изменится скорость прямой химической реакции, протекающей в системе $2A_{(г)} + B_{(г)} = C_{(г)}$, при:

- а) увеличении объёма в 3 раза;
- б) увеличении давления в 2 раза?

Решение

Закон действия масс для данной конкретной реакции имеет вид:

$$v = k[A]^2[B].$$

Тогда:

а) при увеличении объёма в 3 раза давление уменьшили в такое же число раз, т. е. концентрации веществ A и B уменьшились в 3 раза. Следовательно, после оказанного воздействия

$$v_1 = k\left(\frac{1}{3}[A]\right)^2\left(\frac{1}{3}[B]\right) = \frac{1}{27}k[A]^2[B].$$

Таким образом,

$$v_1/v = \frac{1}{27}k[A]^2[B] / k[A]^2[B] = \frac{1}{27}.$$

Следовательно, скорость прямой реакции уменьшится в 27 раз;

б) при увеличении давления (или уменьшении объёма) в n -е количество раз концентрации реагирующих газообразных веществ увеличиваются в такое же количество раз, т. е. при увеличении давления в 2 раза концентрации A и B увеличиваются в 2 раза. Отсюда

$$v_2 = k(2[A])^2(2[B]) = 8k[A]^2[B].$$

Таким образом,

$$v_2/v = 8k[A]^2[B] / k[A]^2[B] = 8.$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличится в 8 раз.

Пример 3 – Во сколько раз изменится скорость прямой химической реакции, протекающей в гомогенной системе $2NO + Cl_2 = 2NOCl$, при увеличении концентрации NO в 2 раза?

Решение

До оказанного воздействия скорость реакции выражалась уравнением $v = k[NO]^2[Cl_2]$.

При увеличении концентрации NO в 2 раза

$$v_1 = k(2[\text{NO}])^2[\text{Cl}_2] = 4k[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2].$$

Тогда

$$v_1/v = 4k[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2] / k[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2] = 4.$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличится в 4 раза.

1.2.2 Задача с использованием правила Вант-Гоффа.

Как изменится скорость гомогенной реакции при повышении температуры от 60° до 90° при температурном коэффициенте, равном 4?

Решение

Запишем математическое выражение правила Вант-Гоффа:

$$\frac{v(t_2)}{v(t_1)} = \gamma^{(t_2-t_1)/10}.$$

Подставим известные данные:

$$\frac{v(t_2)}{v(t_1)} = 4^{(90-60)/10} = 4^{30/10} = 4^3 = 64.$$

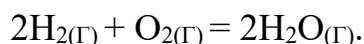
Следовательно, при повышении температуры от 60° до 90° скорость гомогенной реакции увеличится в 64 раза.

1.2.3 Задача на нахождение израсходованных, образовавшихся концентраций с использованием стехиометрических схем.

Реакция идет по уравнению $2\text{H}_{2(\Gamma)} + \text{O}_{2(\Gamma)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\Gamma)}$. Концентрации исходных веществ до начала реакции – $[\text{H}_2]_{\text{исх}} = 0,06$ моль/л, $[\text{O}_2]_{\text{исх}} = 0,02$ моль/л. Вычислить концентрации этих веществ в момент, когда $[\text{H}_2\text{O}] = 0,01$ моль/л.

Решение

В реакции

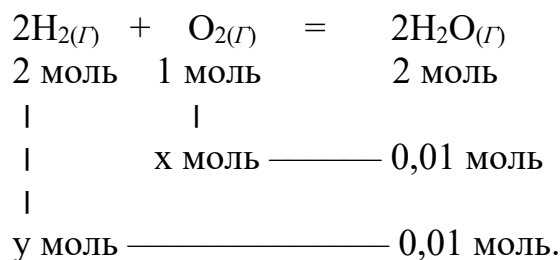


$\text{H}_{2(\Gamma)}$ и $\text{O}_{2(\Gamma)}$ относятся к исходным веществам, концентрация которых с течением времени уменьшается по мере того, как эти вещества расходуются, а $\text{H}_2\text{O}_{(\Gamma)}$ – к продуктам реакции, концентрация которой с течением времени увеличивается по мере того, как эти вещества образуются.

Следует различать концентрации начальные (или исходные) – $[]_{НАЧ}$, образовавшиеся – $[]_{ОБР}$, израсходованные – $[]_{ИЗР}$, равновесные – $[]_P$, и в момент времени t – $[]_t$.

Так как начальная концентрация H_2O не указана, принимаем ее равной нулю. Концентрация воды в момент времени t – $[H_2O]_t = 0,01$ моль/л есть образовавшаяся концентрация. Для нахождения **образовавшихся и израсходованных** концентраций используем **стехиометрические схемы**.

По уравнению реакции



Поскольку по условию задачи в каждом литре системы образовалось 0,01 моля H_2O (г), то при этом было израсходовано 0,005 моль O_2 :

$$1 \text{ моль } O_2 \text{ ————— } 2 \text{ моль } H_2O;$$

$$x \text{ моль ————— } 0,01 \text{ моль;}$$

$$x = \frac{0,01}{2} = 0,005 \text{ моль/л — это } [O_2]_{ИЗР}.$$

Так как в каждом литре системы образовалось 0,01 моля H_2O (г), то при этом было израсходовано 0,01 моль H_2 :

$$2 \text{ моль } H_2 \text{ соответствует } 2 \text{ моль } H_2O;$$

$$y \text{ моль ————— } 0,01 \text{ моль;}$$

$$y = \frac{0,01 \cdot 2}{2} = 0,01 \text{ моль/л — это } [H_2]_{ИЗР}.$$

Тогда искомые концентрации

$$[O_2]_t = [O_2]_{НАЧ} - [O_2]_{ИЗР} = 0,02 - 0,005 = 0,015 \text{ моль/л;}$$

$$[H_2]_t = [H_2]_{НАЧ} - [H_2]_{ИЗР} = 0,06 - 0,01 = 0,05 \text{ моль/л.}$$

1.2.4 Задачи для самостоятельного решения.

1 Окисление серы и ее диоксида протекает по уравнению:



Как изменяются скорости этих реакций, если объемы каждой из систем увеличить в 4 раза?

2 Реакция идет по уравнению $2NO + Br_2 = 2NOBr$. Концентрации исходных веществ до начала реакции – $[NO] = 0,04$ моль/л, $[Br_2] = 0,01$ моль/л. Вычислить концентрации этих веществ в момент, когда $[NOBr] = 0,005$ моль/л.

3 Как изменится скорость реакции $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$, если:

а) увеличить давление в системе в 4 раза;

б) понизить концентрацию NO в 5 раз?

Ответ пояснить.

4 Как нужно изменить температуру, чтобы скорость гомогенной реакции уменьшить в 27 раз при температурном коэффициенте, равном 3?

2 Химическое равновесие

2.1 Основные понятия. Константа химического равновесия

Все химические реакции можно разбить на две группы: *необратимые* и *обратимые*. **Обратимые реакции** – это реакции, которые при одних и тех же условиях могут протекать как в прямом, так и в обратном направлении.

При написании уравнений обратимых реакций вместо знака равенства ставят разнонаправленные стрелки: $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$.

Реакцию, протекающую слева направо, называют прямой, справа налево – обратной.

Обратимые реакции не доходят до конца, в системе устанавливается **химическое равновесие**.

Химическое равновесие является динамическим равновесием: протекает и прямая, и обратная реакции, но они протекают с одинаковой скоростью.

Количественно состояние химического равновесия характеризуется константой равновесия K. Выведем формулу для расчета константы равновесия для обратимой системы: $H_{2(г)} + I_{2(г)} = 2HI_{(г)}$. Согласно закону действия масс, скорости прямой $v_{ПР}$ и обратной $v_{ОБР}$ реакций выражаются уравнениями:

$$v_{ПР} = k_{ПР} \cdot [H_2] \cdot [I_2]; \quad v_{ОБР} = k_{ОБР} \cdot [HI]^2.$$

Поскольку при равновесии скорости прямой и обратной реакций равны, то

$$k_{ПР} \cdot [H_2] \cdot [I_2] = k_{ОБР} \cdot [HI]^2.$$

Собирая в правую сторону все концентрации компонентов реакции, а в левую – константы скоростей прямой и обратной реакций и обозначая отношение констант скоростей $k_{ПР} / k_{ОБР}$ через K , получаем

$$K = k_{ПР} / k_{ОБР} = [HI]^2 / ([H_2] \cdot [I_2]).$$

Так как $k_{ПР}$ и $k_{ОБР}$ при данной температуре являются величинами постоянными, то и K при данных условиях является величиной постоянной. Она называется **константой равновесия** данной реакции.

В общем случае для любой обратимой реакции $aA + bB = cC + dD$ независимо от ее механизма протекания константа равновесия имеет вид:

$$K = k_{ПР}/k_{ОБР} = [C]^c \cdot [D]^d / ([A]^a \cdot [B]^b).$$

Таким образом, при постоянной температуре константа химического равновесия представляет собой постоянную величину, показывающую отношение произведения концентраций продуктов реакции (числитель) и произведения концентраций исходных веществ (знаменатель), взятых в степенях их коэффициентов.

При $K \gg 1$ равновесие смещено в сторону прямой реакции; при $K \ll 1$ равновесие смещено в сторону обратной реакции.

В случае гетерогенных обратимых реакций в выражение константы равновесия не входят те вещества, концентрации которых являются постоянными при данных условиях. Например, для реакции $CO_{2(г)} + C_{(к)} = 2CO_{(г)}$ константа равновесия имеет вид $K = [CO]^2/[CO_2]$, концентрация твердых веществ $C_{(к)}$ величина постоянная и не входит в выражение для константы равновесия.

Значение K зависит от природы реагирующих веществ и температуры и не зависит от присутствия катализатора. Наличие катализатора может ускорить или замедлить достижение равновесия, но не изменить соотношение концентраций всех веществ в момент равновесия.

2.2 Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье

Направление смещения химического равновесия в результате изменения внешних условий определяется **принципом Ле Шателье**.

Если изменить одно из условий, при которых система находится в состоянии химического равновесия, то равновесие смещается в направлении того процесса, который стремится ослабить внешнее воздействие.

Принцип Ле Шателье универсален, так как применим не только к химическим, но и к другим процессам, таким как кристаллизация, растворение, кипение, фазовые превращения в твердых телах и др.

Смещение равновесия при изменении некоторых параметров.

Концентрация. При увеличении концентрации одного из реагирующих веществ равновесие смещается в сторону расхода этого вещества, при уменьшении концентрации – в сторону образования этого вещества.

Давление. При увеличении давления (уменьшении объёма) равновесие смещается в сторону уменьшения числа молекул газообразных веществ, т. е. в сторону понижения давления; при уменьшении давления (увеличении объёма) равновесие смещается в сторону возрастания числа молекул газообразных веществ, т. е. в сторону увеличения давления. Если реакция протекает без изменения числа молекул газообразных веществ, то изменение давление (объёма) не влияет на положение равновесия в этой системе.

Температура. При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, при понижении температуры – в сторону экзотермической реакции.

2.3 Примеры решения задач

2.3.1 Задача с использованием константы химического равновесия.

При некоторой температуре равновесие в гомогенной системе $2A + B \leftrightarrow 2C + 4D$ установилось при следующих концентрациях: $[A] = 0,16$ моль/л, $[B] = 0,05$ моль/л, $[D] = 0,08$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходные концентрации $[A]$ и $[B]$.

Решение

$$K = [C]^2 \cdot [D]^4 / ([A]^2 \cdot [B]).$$

Концентрация C не известна. Её можно найти по уравнению реакции, используя стехиометрические схемы:

$$\frac{[D]_{ОБР}}{[C]_{ОБР}} = \frac{4}{2} = \frac{0,08}{x}, \text{ отсюда } x = 0,04 \text{ моль.}$$

Подставим данные в формулу и рассчитаем значение константы:

$$K = (0,04^2 \cdot 0,08^4) / (0,16^2 \cdot 0,05) = 0,0000512 = 5,12 \cdot 10^{-5}.$$

Чтобы найти исходные концентрации веществ A и B , нужно определить, какое количество этих веществ израсходовалось в ходе химической реакции:

$$\frac{[D]_{ОБР}}{[A]_{ИЗР}} = \frac{4}{2} = \frac{0,08}{x} \quad \text{или} \quad \frac{[C]_{ОБР}}{[A]_{ИЗР}} = \frac{2}{2} = \frac{0,04}{x},$$

но в любом случае $x = 0,04$ моль/л;

$$\frac{[D]_{ОБР}}{[B]_{ИЗР}} = \frac{4}{1} = \frac{0,08}{x} \quad \text{или} \quad \frac{[C]_{ОБР}}{[B]_{ИЗР}} = \frac{2}{1} = \frac{0,04}{x}, \quad \text{или} \quad \frac{[A]_{ИЗР}}{[B]_{ИЗР}} = \frac{2}{1} = \frac{0,04}{x},$$

отсюда $x = 0,02$ моль/л.

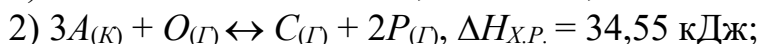
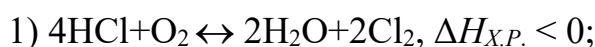
Поскольку в этой реакции A и B относятся к исходным веществам, концентрация которых с течением времени уменьшается по мере того, как эти вещества расходуются, то их исходная (начальная) концентрация будет больше равновесной. Отсюда

$$[A]_{НАЧ} = [A]_P + [A]_{ИЗР} = 0,16 + 0,04 = 0,2 \text{ моль/л};$$

$$[B]_{НАЧ} = [B]_P + [B]_{ИЗР} = 0,05 + 0,02 = 0,07 \text{ моль/л}.$$

2.3.2 Задача на смещение химического равновесия по принципу Ле Шателье.

В сторону какой реакции произойдёт смещение равновесия в следующих системах:



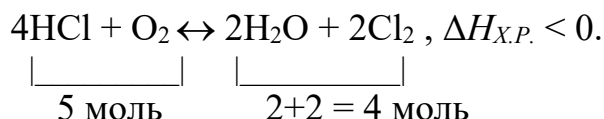
при: а) увеличении давления;

б) увеличении объёма;

в) уменьшении температуры.

Решение

1 Если не указано агрегатное состояние веществ, то считается, что они находятся в газовой фазе и система является гомогенной. Количество молей газообразных веществ до и после реакции:



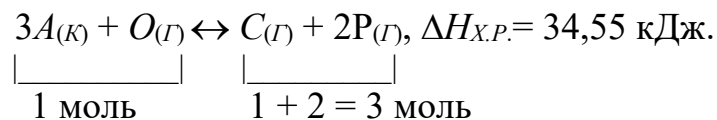
Тогда:

а) при увеличении давления равновесие сместится в сторону прямой реакции (вправо), т. к. там меньше молей газообразного вещества;

б) при увеличении объёма равновесие сместится в сторону обратной реакции (влево), т. к. там больше молей газообразного вещества;

в) поскольку $\Delta H_{Х.Р.} < 0$, то прямая реакция является экзотермической. Поэтому при уменьшении температуры равновесие сместится в сторону прямой реакции, т. к. именно по этой реакции теплота будет выделяться.

2 Поскольку здесь вещества находятся в двух фазах, то эта система будет являться гетерогенной. Количество молей газообразных веществ до и после реакции:



Тогда:

а) при увеличении давления равновесие сместится в сторону обратной реакции (влево), т. к. там меньше молей газообразного вещества;

б) при увеличении объёма равновесие сместится в сторону прямой реакции (вправо), т. к. там больше молей газообразного вещества;

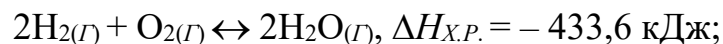
в) поскольку значение $\Delta H_{X.P.}$ имеет знак «+», значит данная реакция является эндотермической и идет с поглощением теплоты. При уменьшении температуры равновесие сместится в сторону обратной (соответственно – экзотермической) реакции, т. к. именно по этой реакции теплота будет выделяться и разогревать систему.

2.3.3 Задачи для самостоятельного решения.

1 Образование аммиака протекает по уравнению $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$. При некоторых условиях равновесные концентрации веществ таковы: $[N_2] = 0,1$ моль/л, $[H_2] = 0,2$ моль/л, $[NH_3] = 0,8$ моль/л. Вычислить константу равновесия и рассчитать исходные концентрации азота и водорода.

2 Константа равновесия системы $CuO_{(K)} + CO_{(Г)} \leftrightarrow Cu_{(K)} + CO_{2(Г)}$ при некоторой температуре равна 0,6. Найти равновесные концентрации этих веществ, если $[CO]_{исх} = 0,5$ моль/л, $[CO_2]_{исх} = 0,2$ моль/л.

3 Как повлияет на равновесие следующих реакций:



повышение температуры; повышение давления?

Ответ пояснить.

4 Почему при изменении давления смещается равновесие системы $2H_2O + O_2 \leftrightarrow 2H_2O$ и не смещается равновесие системы $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$? Написать выражение для константы равновесия каждой из данных систем.

Список литературы

1 Химия : учебник для академического бакалавриата / Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общ. ред. Г. Н. Фадеева. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва : Юрайт, 2019. – 431 с.

2 **Росин, И. В.** Химия : учебник и задачник для прикладного бакалавриата / И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев. – Москва : Юрайт, 2019. – 420 с.