

Химия Урок № 17

Тема: «Скорость химических реакций. Обратимость химических реакций».

«Новороссийский колледж строительства и экономики» (ГАПОУ КК «НКСЭ»)

Дисциплина «Химия»
Тема «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»



2021 г.
Материал подготовлен кандидатом технических наук Кузьминой Ириной Викторовной

Содержание

Инструкция по использованию интерфейса
Скорость химических реакций. Основные постулаты формальной химической кинетики. Зависимость скорости реакции от различных факторов. Влияние концентрации на скорость реакций. Влияние температуры на скорость реакций. Влияние природы реагирующих веществ на скорость химических реакций. Влияние катализатора на скорость химических реакций. Приборы для демонстрации и изучения зависимости скорости химических реакций от различных условий. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия при изменении внешних условий. Практическая (лабораторная) работа 6. «Изучение скорости взаимодействия металлов и их соединений с кислотами». Проверим, как Вы поняли и запомнили пройденный материал. Проверьте свои ответы. Используемые источники.

на сайте НКСЭ:

Преподавателям → Методическая копилка → ЦМК Математических и естественнонаучных дисциплин → **Кузьмина Ирина Викторовна**

В библиотеке:

«Сетевые ресурсы» → «Справочная информация для студентов» →
→ **Кузьмина Ирина Викторовна** → «Химия» → «Неорганическая химия»

Лекция

Цель: изучить скорость и обратимость химических реакций.

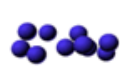
Задачи:

- повторить изученные в школе сведения о скорости химических реакций,
- углубить свои знания о скорости химических реакций,
- повторить изученные в школе сведения об обратимости химических реакций,
- углубить свои знания об обратимости химических реакций (химическом равновесии).

Скорость химических реакций

Механизм и скорость реакций изучает **химическая кинетика**.

Средняя скорость гомогенной химической реакции (ω) определяется изменением количества какого-либо из веществ, участвующих в реакции, в единицу **времени** (τ) в единице объема (или изменением **концентрации** (C) какого-либо вещества за единицу времени):

$$\omega = \frac{\Delta C, \text{ моль/л}}{\Delta \tau, \text{ сек}}$$




Зависимость скорости реакции от различных факторов

Скорость реакции зависит от многих факторов. Наиболее влияют: природа и концентрация реагентов, давление (для реакций с участием газов), температура, катализатор, примеси и их концентрации, степень измельчения (в реакциях с участием твердых веществ), среда (для реакций в растворах), форма сосуда (в цепных реакциях), интенсивность света (в фотохимических реакциях), потенциал электродов (в электрохимических реакциях), мощность дозы излучения (в радиационно-химических процессах). Лишь некоторые из факторов, действующие на скорость реакции, одновременно оказывают влияние на химическое равновесие.

Основными параметрами, которые приходится учитывать при изучении кинетики процессов, являются концентрации (давления) реагентов, температура и действие катализатора.

Влияние концентрации на скорость реакций

Закон действующих масс. Основным законом химической кинетики является открытый в 1864–1867 гг. Гульдбергом и Вааге (Норвегия) **закон действующих масс**, согласно которому **скорость элементарной реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам.** Такая зависимость скорости реакции от концентрации обусловлена тем, что вероятность столкновения молекул и, следовательно, их взаимодействия, пропорциональна произведению концентраций реагентов.

Рассмотрим в общем виде одностадийную обратимую реакцию, протекающую в гомогенной среде



Предположим, что в закрытом сосуде приведены в соприкосновение вещества А и В. Скорость взаимодействия этих веществ согласно закону действия масс выразится соотношением

$$\omega_{\text{пр}} = k_{\text{пр}}[A][B],$$

где $k_{\text{пр}}$ – коэффициент пропорциональности – **константа скорости** прямой реакции;

$\omega_{\text{пр}}$ – **скорость** прямой реакции;

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

Выражение зависимости скорости реакции от концентрации называют **кинетическим уравнением**. Как только образуются молекулы АВ, начнется обратная реакция со скоростью

$$\omega_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} [\text{AB}],$$

где $k_{\text{обр}}$ – константа скорости обратной реакции.

Если же реакция протекает в **гетерогенной системе**, то скорость ее не зависит от концентрации твердого вещества, т. к. концентрация его постоянна, поэтому твердое вещество не входит в уравнение закона действующих масс. Например для гетерогенной реакции окисления алюминия:



Закон действующих масс имеет следующее выражение:

$$\omega = k[\text{O}_2]^3$$

Влияние температуры на скорость реакций



Якоб Хендрик Вант-Гофф (в 1901 г. стал первым лауреатом Нобелевской премии по химии)

Скорость химической реакции возрастает при увеличении температуры. Зависимость скорости реакции от температуры выражает **правило Вант-Гоффа**: при повышении температуры на каждые 10° скорость реакции увеличивается в 2 – 4 раза.

Эта величина называется **температурным коэффициентом** (γ).

Температура

При повышении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции возрастает в 2–4 раза (правило Вант-Гоффа).

$V_2 = V_1 \cdot \gamma$
 V_2, V_1 – скорость при температурах t_2 и t_1
 γ – температурный коэффициент.

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$$

или

$$\omega_2 = \omega_1 \times \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$$

Влияние природы реагирующих веществ на скорость химических реакций

Вещества с ионной и сильно полярной связью взаимодействуют друг с другом с большими скоростями, чем соединения с малополярной и неполярной связью, поэтому реакции между органическими веществами (которые построены по типу малополярных и неполярных связей) протекают более медленно, чем между неорганическими (которые построены по типу ионных и полярных связей).

Влияние катализатора на скорость химических реакций

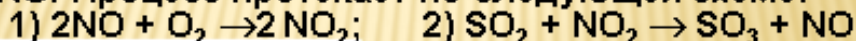
Катализатор – это вещество сильно изменяющее скорость химической реакции (однако введение катализатора не изменяет равновесие в системе), но в результате реакции остающееся химически неизменным.

Различают **гомогенный** и **гетерогенный** катализ. В первом случае катализатор и реагирующие вещества находятся в одинаковом агрегатном состоянии (образуют одну фазу), во втором – в разных агрегатных состояниях (фазах).

Для объяснения каталитического действия при **гомогенном катализе** выдвинута гипотеза об образовании промежуточных продуктов с участием катализатора. В отсутствие катализатора **К** вещества **А** и **В** практически не взаимодействуют или взаимодействуют медленно. В присутствии катализатора реакция проходит через следующие стадии:



Каждая из этих стадий протекает значительно быстрее, чем взаимодействие **А** с **В**. Так, окисление оксида серы (IV) SO_2 в оксид серы (VI) SO_3 значительно ускоряется в присутствии оксида азота (II) NO . Процесс протекает по следующей схеме:



При **гетерогенном катализе** согласно адсорбционной теории катализа реагирующие вещества адсорбируются на поверхности катализатора, в результате чего происходит их активация. Активация, т. е. повышение реакционной способности адсорбированных молекул, является результатом ослабления в них химических связей, некоторой деформации, увеличения расстояния между атомами, а иногда и диссоциации молекул на атомы под действием так называемых **активных центров** поверхности гетерогенного катализатора.

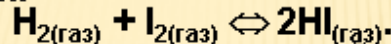


Активные центры
гетерогенного катализатора



Химическое равновесие

Большинство химических реакций обратимы, т. к. они протекают в прямом и обратном направлениях:



В соответствии с законом действующих масс скорость **прямой** реакции выражается уравнением:

$$\omega_{\text{пр}} = k_1 \times [\text{H}_2] \times [\text{I}_2].$$

Скорость **обратной** реакции:

$$\omega_{\text{обр}} = k_2 \times [\text{HI}]^2,$$

где $[\text{H}_2]$, $[\text{I}_2]$, $[\text{HI}]$ – равновесные молярные концентрации H_2 , I_2 и HI , соответственно;
 k_1 и k_2 – константа скорости прямой и обратной реакции, соответственно

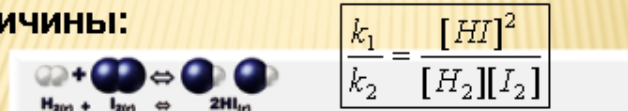
Поскольку при равновесии скорости прямой и обратной реакции равны,

$$\omega_{\text{пр}} = \omega_{\text{обр}},$$

то и

$$k_1 \times [\text{H}_2] \times [\text{I}_2] = k_2 \times [\text{HI}]^2.$$

Разделим переменные и постоянные величины:



Частное от деления констант скоростей прямой (k_1) и обратной (k_2) реакций является величиной постоянной, называется **константой химического равновесия** и обозначается $K_{\text{равн}}$.

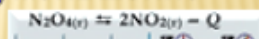
$$K_{\text{равн}} = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

Величина $K_{\text{равн}}$ **зависит от** природы реагирующих веществ и от температуры, но **не зависит от** концентраций реагентов и давления в системе (если оно не очень велико).

Смещение химического равновесия при изменении внешних условий

Под смещением химического равновесия понимают такой процесс, который изменяет соотношение концентраций веществ, участвующих в химической реакции.

Направление смещения химического равновесия можно определить с помощью **принципа Ле-Шателье**: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие (изменяется давление, температура, концентрация реагирующих веществ), то в системе происходят процессы, направленные на уменьшение внешнего воздействия.



При увеличении **температуры** равновесие смещается в сторону эндотермической реакции и, наоборот, при уменьшении температуры – в сторону экзотермической.

При увеличении **давления** в реакционной системе равновесие сместится в сторону образования меньшего числа молей **газообразных** веществ, так как они создают меньшее давление и наоборот. Если реакция протекает **без изменения** числа молей **газообразных** веществ, изменение давления на положение равновесия **не** влияет.

При увеличении **концентрации** исходных веществ равновесие системы смещается вправо, в сторону образования конечных **продуктов**, а при увеличении концентрации продуктов реакции – влево.

При введении **катализатора** или его замене положение **равновесия не меняется**, так как катализатор изменяет энергию активации прямой и обратной реакции на одну и ту же величину, то есть скорость прямой и обратной реакции изменится в одинаковое число раз. Равновесие будет достигнуто быстрее, но при тех же равновесных концентрациях.

Например, в равновесной химической реакции получения аммиака



или



1. При увеличении **концентрации водорода** или **азота** равновесие системы сместится в сторону образования **аммиака** (вправо – в сторону **продуктов реакции**), концентрация **аммиака** увеличится (увеличится выход продукта). При уменьшении концентрации **аммиака** равновесие также сместится вправо.

2. При увеличении **давления** в системе равновесие сместится вправо, т. к. исходные вещества занимают больший объем, чем продукты (реакция протекает с уменьшением числа молей газообразных веществ).
Переход части молекул N_2 и H_2 в NH_3 несколько уменьшит давление в системе.



3. При увеличении **температуры** в этой же равновесной системе происходит смещение равновесия влево. Процесс разложения аммиака эндотермический, поэтому смещение равновесия влево снизит температуру реакционной смеси.

4. Введение в систему **катализатора** — губчатого железа, содержащего оксид калия, приводит к более быстрому достижению равновесия, но при тех же равновесных концентрациях аммиака, азота и водорода.



Примечание: более полно с материалом можно познакомиться по презентации. По вопросам, приведенным в презентации, проверьте себя, насколько хорошо вы поняли материал.

Все возникшие вопросы можете задать на следующем уроке.