


Химия Урок № 18

Тема: «Практическая работа № 6 «Зависимость скорости реакции металлов и их соединений с кислотами»».

| | |
|--|--|
| <p style="text-align: center;">«Новороссийский колледж строительства и экономики» (ГАПОУ КК «НКСЭ»)</p> <p style="text-align: center;">Дисциплина «Химия»</p> <p style="text-align: center;">Тема «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»</p> <div style="text-align: center;"></div> <p style="text-align: center;">2021 г.</p> <p style="text-align: center;">Материал подготовлен кандидатом технических наук Кузьминой Ириной Викторовной</p> | <h3 style="text-align: center; color: green;">Содержание</h3> <p>Инструкция по использованию интерфейса <u>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. Использованные источники.</u></p> |
|--|--|

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»

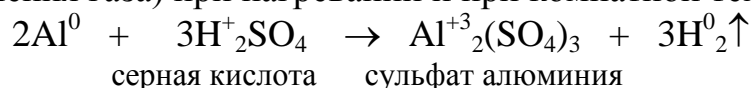
Практическая (лабораторная) работа

Цель – познакомиться с закономерностями взаимодействия металлов с кислотами.

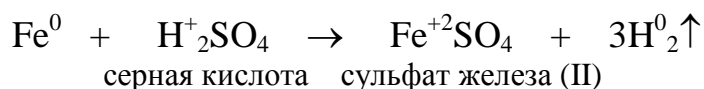
Приборы и реактивы: химическая посуда, цинк, железо (или другие металлы), H_2SO_4 , HCl .

Опыт 1. Взаимодействие металлов с кислотами. Налейте в две пробирки немного разбавленной серной кислоты H_2SO_4 . В одну из пробирок поместите кусочек (гранулу, проволоку, пластинку или стружку) цинка или алюминия, а в другую – железа, (гвоздь, пластинку или стружку). Обратите внимание на активность выделения газа.

Нагрейте пробирки. Сделайте вывод о скорости протекания реакций (по активности выделения газа) при нагревании и при комнатной температуре.



| | | |
|-------------------------|---|------------------------------------|
| $2H^+ + 2e^- = H_2^0$ | 3 | восстановление, H^+ – окислитель |
| $Al^0 - 3e^- = Al^{+3}$ | 2 | окисление, Al^0 – восстановитель |



| | | | |
|---|---|---|---|
| $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2^0$ | 2 | 1 | восстановление, H^+ – окислитель |
| $\text{Fe}^0 - 2\bar{e} = \text{Fe}^{+2}$ | 2 | 1 | окисление, Fe^0 – восстановитель |

Наблюдаемый эффект: выделился газ (при нагревании интенсивность выделения газа больше, чем при комнатной температуре).

Признак реакции – выделение газа.

Условие протекания – добавление растворителя.

Тип реакции – реакция замещения; протекает с изменением степени окисления, межмолекулярная; гетерогенная, необратимая реакция.

Вывод: При нагревании скорость реакции увеличилась.

Практическая работа № 6

Задача 1. В процессе химической реакции $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$ концентрация оксида азота (II) за 10 сек уменьшилась от 0,5 моль/дм³ до 0,3 моль/дм³. Определить среднюю скорость этой реакции, измеренную по кислороду.

| |
|--|
| Дано |
| $\tau = 10 \text{ с}$ |
| $C_1(\text{NO}) = 0,5 \text{ моль/дм}^3$ |
| $C_2(\text{NO}) = 0,3 \text{ моль/дм}^3$ |
| $\omega(\text{O}_2) = ?$ |

Решение

$$2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$$

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

Скорость реакции, измеренную по NO можно определить следующим образом:

$$\omega_{\text{NO}} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau} = \frac{0,5 - 0,3}{10} = 0,02 \frac{\text{моль}}{\text{дм}^3 \times \text{с}}$$

В процессе этой реакции 0,2 моль NO прореагировало с 0,1 молям кислорода. Следовательно, средняя скорость этой реакции, измеренная по кислороду, составит: $\omega_{\text{O}_2} = \frac{0,1}{10} = 0,01 \frac{\text{моль}}{\text{дм}^3 \times \text{с}}$.

Задача 2. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции $\text{A}_{(г)} + 2\text{B}_{(г)} \rightleftharpoons \text{AB}_{2(г)}$ при увеличении давления в 2 раза?

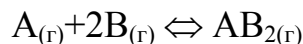
| |
|--------------------|
| Дано |
| $P = 2P_0$ |
| $\bar{\omega} = ?$ |
| $\bar{\omega}_0$ |

Решение

Основным законом химической кинетики является открытый в 1864–1867 гг. Гульдбергом и Вааге (Норвегия) закон действия 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.

Для одностадийной обратимой реакции, протекающую в гомогенной среде



скорость взаимодействия веществ согласно закону действия масс выразится соотношением:

$$\vec{\omega} = \vec{k} [A][B]^2$$

где \vec{k} – коэффициент пропорциональности – **константа скорости** прямой реакции,

[A] и [B] – равновесные молярные концентрации A и B.

В общем виде концентрацию обозначают буквой C. $C = \frac{\nu}{V}$ – концентрация любого реагента. Для идеального газа (условно при обычных условиях все газы приравнивают к идеальным) применимо уравнение Клапейрона-Менделеева:

$$PV = \nu RT.$$

Поэтому можно записать: $C = \frac{\nu}{V} = \frac{P}{RT}$.

$$\vec{\omega} = \vec{k} [A][B]^2$$

До увеличения давления скорость реакции:

$$\vec{\omega}_0 = \vec{k} \times \left[\frac{P_0(A)}{RT} \right] \times \left[\frac{P_0(B)}{RT} \right]^2$$

После увеличения давления в 2 раза скорость реакции:

$$\vec{\omega} = \vec{k} \times \left[\frac{2P_0(A)}{RT} \right] \times \left[\frac{2P_0(B)}{RT} \right]^2$$

$$\frac{\vec{\omega}}{\vec{\omega}_0} = \frac{\vec{k} \times \left[\frac{2P_0(A)}{RT} \right] \times \left[\frac{2P_0(B)}{RT} \right]^2}{\vec{k} \times \left[\frac{P_0(A)}{RT} \right] \times \left[\frac{P_0(B)}{RT} \right]^2} = 2^3 = 8$$

Ответ: в замкнутой системе при постоянной температуре при увеличении давления в 2 раза скорости прямой реакции увеличится в 8 раз.

Задача 3. Окисление серы и его диоксида протекают по уравнениям: а) $S_{(к)} + O_{2(r)} = SO_{2(r)}$; б) $2SO_{2(r)} + O_{2(r)} = 2SO_{3(r)}$.

Как изменяется скорость этих реакций, если объем каждой из систем уменьшить в 4 раза?

| Дано | Решение |
|-------------------------------|--|
| $V = \frac{1}{4} V_0$ | а) $S_{(к)} + O_{2(r)} = SO_{2(r)}$ |
| $\frac{\omega}{\omega_0} = ?$ | Согласно закону действия масс, $\omega = k \times [O_2]$. В общем виде концентрация выражается формулой: $C = \frac{\nu}{V}$ |

До сжатия реакционной системы скорость этой реакции:

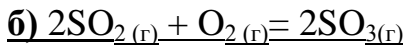
$$\omega_0 = k \times \left[\frac{v(O_2)}{V_0} \right].$$

После сжатия, то есть при уменьшении объема в 4 раза скорость этой реакции:

$$\omega = k \times \frac{v(O_2)}{V} = k \times \left[\frac{v(O_2)}{\frac{1}{4}V_0} \right].$$

$$\frac{\omega}{\omega_0} = \frac{k \times \left[\frac{v(O_2)}{\frac{1}{4}V_0} \right]}{k \times \left[\frac{v(O_2)}{V_0} \right]} = 4$$

Ответ: при уменьшении объема в 4 раза концентрация кислорода увеличивается в 4 раза.



До сжатия реакционной системы скорость этой реакции:

$$\omega_0 = k \times \left[\frac{v(SO_2)}{V_0} \right]^2 \times \left[\frac{v(O_2)}{V_0} \right].$$

После сжатия, то есть при уменьшении объема в 4 раза скорость этой реакции:

$$\omega = k \times \left[\frac{v(SO_2)}{\frac{1}{4}V_0} \right]^2 \times \left[\frac{v(O_2)}{\frac{1}{4}V_0} \right].$$

$$\frac{\omega}{\omega_0} = \frac{k \times \left[\frac{v(SO_2)}{\frac{1}{4}V_0} \right]^2 \times \left[\frac{v(O_2)}{\frac{1}{4}V_0} \right]}{k \times \left[\frac{v(SO_2)}{V_0} \right]^2 \times \left[\frac{v(O_2)}{V_0} \right]} = 4^3 = 64$$

Ответ: при уменьшении объема в 4 раза концентрация кислорода увеличивается в 64 раза.

Задача 4. Вычислить во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120° до 80 °С. Температурный коэффициент скорости реакции равен трем.

| | |
|---|---|
| Дано $t_1 = 120\text{ }^\circ\text{C}$ $t_2 = 80\text{ }^\circ\text{C}$ $\gamma = 3$ <hr/> $\frac{\omega_2}{\omega_1} = ?$ | Решение Математическое выражение правила Вант – Гоффа: $\omega_2 = \omega_1 \times \gamma^{\frac{\Delta t}{10}},$ где ω_2 и ω_1 – скорость реакции при температуре t_2 и t_1 соответственно; |
|---|---|

$$\Delta t = t_2 - t_1.$$

$$\frac{\omega_2}{\omega_1} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}} = 3^{\frac{80-120}{10}} = 3^{\frac{-40}{10}} = 3^{-4} = \frac{1}{81}$$

Ответ: при понижении температуры от 120° до 80°C , скорость реакции уменьшится в 81 раз.

Задача 5. Вычислить значение температурного коэффициента скорости реакции, если при повышении температуры на 30°C скорость реакции возросла в 64 раза.

| | |
|--|--|
| Дано $\Delta t = 30\text{ }^\circ\text{C}$ $\frac{\omega_2}{\omega_1} = 64$ <hr/> $\gamma = ?$ | Решение Математическое выражение правила Вант – Гоффа: $\omega_2 = \omega_1 \times \gamma^{\frac{\Delta t}{10}},$ где ω_2 и ω_1 – скорость реакции при температуре t_2 и t_1 соответственно; $\Delta t = t_2 - t_1.$ |
|--|--|

$$\frac{\omega_2}{\omega_1} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}, \quad 64 = \gamma^{30/10} = \gamma^3, \quad \gamma = 4.$$

Ответ: температурный коэффициент реакции равен 4.

Задача 6. Реакция при температуре 40°C протекает за три минуты. Температурный коэффициент реакции равен трем. Через сколько секунд завершится эта реакция при 60°C ?

| | |
|--|---|
| Дано $t_1 = 40\text{ }^\circ\text{C}$ $\tau_1 = 3\text{ мин}$ $t_2 = 60\text{ }^\circ\text{C}$ $\gamma = 3$ <hr/> $\tau_2 = ?$ | Решение Чем выше скорость химической реакции, тем меньше время ее протекания, поэтому: $\frac{\tau_1}{\tau_2} = \frac{\omega_2}{\omega_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$ |
|--|---|

Следовательно,
$$\tau_2 = \frac{\tau_1}{\gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}} = \frac{3 \times 60\text{ сек}}{3^{\frac{60-40}{10}}} = \frac{180}{3^2} = 20\text{ сек}$$

Ответ: при 60°C реакция завершится за 20 секунд.

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.