

Тема урока «Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции»

- Цель: выясним, что есть скорость химической реакции, и от каких факторов она зависит.

В ходе урока познакомимся с теорией вопроса по вышеназванной теме. На практике подтвердим некоторые наши теоретические предположения.

Обсудим следующие вопросы:

- Зачем нужны знания о скорости химических реакций?
 - Какими примерами можно подтвердить то, что химические реакции протекают с различными скоростями?
 - Как определяют скорость механического движения? Какова единица измерения этой скорости?
 - Как определяют скорость химической реакции?
 - Какие условия необходимо создать, чтобы началась химическая реакция?
-

Скорость реакции определяется изменением количества вещества в единицу времени.

<p>В единице V (для гомогенной)</p>	<p>На единице поверхности соприкосновения веществ S (для гетерогенной)</p>
$v_{\text{гомоген}} = \frac{\Delta n}{\Delta t \cdot V} \left[\frac{\text{моль}}{\text{с} \cdot \text{л}} \right]$	$v_{\text{гетероген}} = \frac{\Delta n}{\Delta t \cdot S} \left[\frac{\text{моль}}{\text{мин} \cdot \text{см}^2} \right]$
<p>$\frac{\Delta n}{V} = \Delta C$ - изменение молярной концентрации;</p> $v = \frac{\Delta C}{\Delta t}$	<p>Δn - изменение количества вещества (моль);</p> <p>Δt - интервал времени (с, мин)</p>

Анализ таблицы, выводы:

- по приведённым формулам можно рассчитать лишь некоторую среднюю скорость данной реакции в выбранном интервале времени (ведь для большинства реакций скорость уменьшается по мере их протекания);
- рассчитанная величина скорости будет зависеть от того, по какому веществу её определяют, а выбор последнего зависит от удобства и лёгкости измерения его количества.

Например, для реакции $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$:

$$v (\text{по } \text{H}_2) = 2v (\text{по } \text{O}_2) = v (\text{по } \text{H}_2\text{O})$$

Задача на применение знаний по «Скорости химических реакций»

- Химическая реакция протекает в растворе, согласно уравнению: $A + B = C$. Исходные концентрации: вещества А – 0,80 моль/л, вещества В – 1,00 моль/л. Через 20 минут концентрация вещества А снизилась до 0,74 моль/л. Определите:
- среднюю скорость реакции за этот промежуток времени;
 - концентрацию вещества В через 20 мин.
-

Самопроверка.

Дано:

$$C(A)_1 = 0,80 \text{ моль/л}$$

$$C(B)_1 = 1,00 \text{ моль/л}$$

$$C(A)_2 = 0,74 \text{ моль/л}$$

$$\Delta t = 20 \text{ мин}$$

Найти.

а) $v_{\text{гомоген}} = ?$

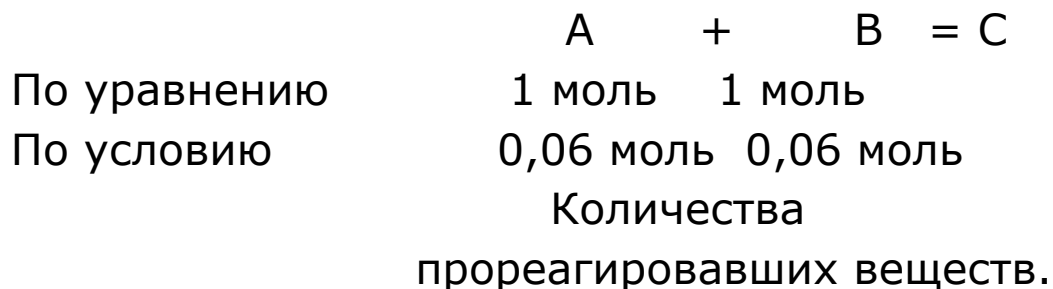
б) $C(B)_2 = ?$

Решение:

а) определение средней скорости реакции в растворе производится по формуле:

$$v_{\text{гомоген}} = \frac{\Delta C}{\Delta t} = \frac{0,80 - 0,74}{20} = \frac{0,06}{20} = 0,003 \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{мин}}$$

б) определение количеств реагирующих веществ:



Следовательно, $C(B)_2 = C(B)_1 - \Delta C = 1,00 - 0,06 = 0,94 \text{ моль/л}$

Ответ: $v_{\text{гомоген.}} = 0,003 \text{ моль/л}$ $C(B)_2 = 0,94 \text{ моль/л}$

Факторы, влияющие на скорость химической реакции

- природа реагирующих веществ;
 - температура;
 - концентрация реагирующих веществ;
 - действие катализаторов;
 - поверхность соприкосновения реагирующих веществ (в гетерогенных реакциях).
-

Теория столкновений.

Основная идея теории: реакции происходят при столкновении частиц реагентов, которые обладают определённой энергией.

Выводы:

- Чем больше частиц реагентов, чем ближе они друг к другу, тем больше шансов у них столкнуться и прореагировать.
- К реакции приводят лишь *эффективные соударения*, т.е. такие при которых разрушаются или ослабляются «старые связи» и поэтому могут образоваться «новые». Но для этого частицы должны обладать достаточной энергией.

*Минимальный избыток энергии (над средней энергией частиц в системе), необходимый для эффективного соударения частиц в системе), необходимый для эффективного соударения частиц реагентов, называется **энергией активации E_a** .*

1. Природа реагирующих веществ.

- Под природой реагирующих веществ понимают их состав, строение, взаимное влияние атомов в неорганических и органических веществах.
 - Величина энергии активации веществ – это фактор, посредством которого сказывается влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции.
-

Задание на применение знаний

- Объясните разную скорость взаимодействия цинка и магния с уксусной кислотой; цинка с соляной и уксусной кислотой.
 - Напишите соответствующие реакции (в протоколе).
-

2. Температура

- При увеличении температуры на каждые 10°C общее число столкновений увеличивается только на $\sim 1,6\%$, а скорость реакции увеличивается в 2-4 раза (на 100-300%).
- Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10°C , называют **температурным коэффициентом**.
- Правило Вант-Гоффа математически выражается следующей формулой:

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

где v_2 – скорость реакции при температуре t_2 ,
 v_1 – скорость реакции при температуре t_1 ,
 γ – температурный коэффициент.

Задача на применение знаний:

- Определите, как изменится скорость некоторой реакции:
 - а) при повышении температуры от 10° до 50° С;
 - б) при понижении температуры от 10° – 0° С.

Температурный коэффициент реакции равен 3.

Самопроверка

а) подставить данные задачи в формулу:

$$v_{\text{при } 50^{\circ} \text{C}} = v_{\text{при } 10^{\circ} \text{C}} \cdot 3^{\frac{50^{\circ} \text{C} - 10^{\circ} \text{C}}{10}} = v_{\text{при } 10^{\circ} \text{C}} \cdot 3^4;$$

$$v_{\text{при } 50^{\circ} \text{C}} = 81 \cdot v_{\text{при } 10^{\circ} \text{C}}.$$

скорость реакции увеличится в 81 раз.

б)

$$v_{\text{при } 0^{\circ} \text{C}} = v_{\text{при } 10^{\circ} \text{C}} \cdot 3^{\frac{0^{\circ} - 10^{\circ}}{10}} = v_{\text{при } 10^{\circ} \text{C}} \cdot 3^{-1} = \frac{v_{\text{при } 10^{\circ} \text{C}}}{3}.$$

Скорость реакции уменьшится в 3 раза.

3. Концентрации реагирующих веществ.

- На основе большого экспериментального материала в 1867 г. норвежские учёные К. Гульдберг, и П Вааге и независимо от них в 1865 г. русский учёный Н.И. Бекетов сформулировали основной закон химической кинетики, устанавливающий зависимость скорости реакции от концентраций реагирующих веществ:
скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях равных их коэффициентам в уравнении реакции.
Этот закон ещё называют законом действующих масс.
-

Математическое выражение закона действующих масс.

- По закону действующих масс скорость реакции, уравнение которой $A+B=C$ может быть вычислена по формуле:

$$v_1 = k_1 C_A C_B,$$

а скорость реакции, уравнение которой $A+2B=D$, может быть вычислена по формуле:

$$v_2 = k_2 C_A C_B^2.$$

В этих формулах: C_A и C_B – концентрации веществ А и В (моль/л), k_1 и k_2 – коэффициенты пропорциональности, называемые **константами скоростей реакции**. Эти формулы также называют **кинетическими уравнениями**.

Задача на применение знаний:

- **1.** Составьте кинетические уравнения для следующих реакций: А) $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$;
Б) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$.
 - **2.** Как изменится скорость реакции, имеющей кинетическое уравнение $v = k[\text{A}]^2[\text{B}]$, если
А) концентрацию вещества А увеличить в 3 раза;
Б) концентрацию вещества А увеличить в 3 раза, а концентрацию В уменьшить в 3 раза?
-

Самопроверка.

- *Решение.* Подставим соответствующие данные в кинетическое уравнение, сравним скорости реакций.

$$\text{а) } \frac{v_2}{v_1} = \frac{k(3C_A)^2 \tilde{N}_B}{k(C_A)^2 C_B} = \frac{9kC_A^2 C_B}{kC_A^2 C_B} = 9 \Rightarrow$$

скорость реакции увеличится в 9 раз.

$$\text{б) } \frac{v_2}{v_1} = \frac{k(2C_A)^2 (2C_B)}{kC_A^2 C_B} = \frac{8kC_A^2 C_B}{kC_A^2 C_B} = 8 \Rightarrow$$

скорость реакции увеличится в 8 раз.

4. Действие катализатора

Обсуждение вопросов:

- 1. Что такое катализатор и каталитические реакции?
 - 2. Приведите примеры известных вам каталитических реакций из органической и неорганической химии. Укажите названия веществ – катализаторов.
 - 3. Выскажите предположение о механизме действия катализаторов (на основе теории столкновений).
 - 4. Каково значение каталитических реакций?
-

5. Поверхность соприкосновения реагирующих веществ.

- Скорость реакции увеличивается благодаря:
 - увеличению площади поверхности соприкосновения реагентов (измельчение);
 - повышению реакционной способности частиц на поверхности образующихся при измельчении микрокристаллов;
 - непрерывному подводу реагентов и хорошему отводу продуктов с поверхности, где идёт реакция.
 - Фактор связан с гетерогенными реакциями, которые протекают на поверхности соприкосновения реагирующих веществ: газ - твердое вещество, газ - жидкость, жидкость - твердое вещество, жидкость - другая жидкость, твердое вещество - другое твердое вещество, при условии, что они не растворимы друг в друге.
 - Приведите примеры гетерогенных реакций.
-

Выводы по теме урока

- **Химические реакции протекают с различными скоростями. Величина скорости реакции не зависит от объёма в гомогенной системе и от площади соприкосновения реагентов – в гетерогенной.**
 - **На пути всех частиц, вступающих в химическую реакцию, имеется энергетический барьер, равный энергии активации E_a .**
 - **Скорость реакции зависит от факторов:**
 - природа реагирующих веществ;
 - температура;
 - концентрация реагирующих веществ;
 - действие катализаторов;
 - поверхность соприкосновения реагирующих веществ (в гетерогенных реакциях).
-

Выводы по теме урока

- **Величина энергии активации веществ – это фактор, посредством которого сказывается влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции. Чем меньше энергия активации, тем больше эффективных соударений реагирующих частиц.**
 - **При увеличении температуры на 10° С общее число активных соударений увеличивается в 2-4 раза.**
 - **Чем больше концентрации реагентов, тем больше соударений реагирующих частиц, а среди них и эффективных соударений.**
 - **Катализатор изменяет механизм реакции и направляет её по энергетически более выгодному пути с меньшей энергией активации. Ингибитор замедляет ход реакции.**
 - **Гетерогенные реакции протекают на поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Нарушение правильной структуры кристаллической решётки приводит к тому, что частицы на поверхности образующихся микрокристаллов значительно реакционноспособнее, чем те же частицы на «гладкой» поверхности.**
-