# СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Олейник Валентина Петровна, МБОУ гимназия №23 г. Краснодара , учитель химии.

**Предмет (направленность):** химия.

**Возраст детей:** 10 класс.

**Место проведения:** класс.

**Комментарий к цику уроков:«Скорость химических реакций».**

Понимание, а не просто заучивание наизусть химии, невозможно без активной мысли учащегося, без сознательного отношения к тому, что должно быть усвоено.

Любая форма проведения эксперимента (демонстрационная, индивидуальная или групповая) всегда проверяется посредством вопросов и заданий, начинающихся словами: почему, объясните, сравните, докажите, определите и т.д. Такие вопросы способствуют более сознательному усвоению материала, так как правильный ответ может быть дан не в виде готовой формулировки, а требует творческого применения накопленных знаний.

В зависимости от профиля класса и количества часов, отведенных на изучение данной темы (2-4часа) материал урока трансформируется, но суть и основные формы, и методы сохраняются.

**1 ЗАНЯТИЕ**:  **лекция по теме: «Скорость химических реакций».**

Раздел химии, изучающий СХР и влияния на них различных факторов, называется *химической кинетикой*. Скорость изменяется в широких пределах (взрыв - коррозия). Но многие реакции могут протекать по-разному в зависимости от условий осуществления. Для того чтобы вещества A и B вступили в реакцию, молекулам этих веществ необходимо сблизиться на расстояние соизмеримое с межатомным расстоянием этой молекулы. Только тогда возможны: переход атома от одной молекулы в другую; переход электрона от одной частицы к другой; перераспределение ē, образующих химическую связь, то есть изменения, которые составляют сущность химической реакции.

Молекулы движутся с большими скоростями – в газе сотни м/сек. Находясь «в полете» молекула вступить в реакцию не может. Состояние сближения молекул осуществляется лишь при их столкновении. И естественно чем больше молекул в данном объеме, чем быстрее они будут перемещаться, чем меньше их масса, тем за единицу времени они столкнуться чаще, то есть тем больше скорость движения молекул. Это можно выразить математически: SAB = LNA × NB (S – число соударений в единицу времени, L- коэффициент пропорциональности, NA NB – число молекул вещества A и B).

Переходя от числа столкновений молекул в единице объема, получаем число столкновений молекул A и B пропорциональное концентрации этих веществ. Поэтому скоростью реакции называется: *количество изменяющегося в реакции вещества в единице реакционного пространства за единицу времени.*

Если вышесказанное выразить в единицах измерения, то:

**Гомогенная система: Гетерогенная система:**

$\frac{количество вещества}{объем×время}=\frac{моль}{л×с}$ $\frac{количество вещества}{площадь×время}$**Математически выражается**:

Vгет = $\frac{∆ C}{S ∆ t}$

Vгом = $\pm $ $\frac{∆ С}{∆ t}$

Если С– концентрация исходного вещества, то С 0 и ставится знак (-), если концентрация продуктов реакции, то С 0, следовательно (+).

Основываясь на этих представлениях и применяя выводы молекулярно – кинетической теории строения вещества норвежские химики К. Гульдберг и П. Вааг в 1879 году предложили **закон действующих масс** (ЗДМ) или основной закон химической кинетики:

 Скорость реакции должна быть пропорциональна концентрации реагирующих веществ.

Например кинетические уравнения:

A + B = X V = K CA × CB

A + B + C = X V = K CA × CB × Cc

2A + B = X V = K CA2 × CB; где **K** – константа скорости, которая зависит от природы реагирующих веществ.

Концентрации находятся в степенях равным стехиометрическим коэффициентам веществ.

Действительна эта запись только для элементарных уравнений.

В действительности механизм реакции очень сложен и протекает в несколько стадий, из которых только одна – самая медленная – определяет скорость реакции.

Например: 2H2 + O2 -› 2H2O

На самом деле процесс образования воды складывается из 6 элементарных актов (реакций) и имеет характер ценной:

H2 + O2 -› 2OH

OH + H2 -› H2O + H

H + O2 -› OH + O

O + H2 -› OH + H

H + O2 -› OH + H

Но если мы будем пользоваться элементарным уравнением СХР, можно измерить по изменению любого из реагентов и продуктов, но численное значение V зависит от этого выбора:

N2 + 3H2 -› 3NH3

Значения СХР рассчитанные на CN2 или CNH2 неодинаковы, но связаны между собой соотношением 1 : 3 : 2.

**Факторы, влияющие на скорость реакции.**

Природа реагирующих веществ.

***Природа*** – строение атома, степень ионизации, сродство к ē, энергия разрыва связи, строение кристаллической решетки, степень диссоциации электролитов и т.д.

*Например* (Лабораторный опыт №1):

Fe -› HCl -›

HCl + Zn -› Zn + H2SO4 -›

 Mg -› HNO3 -›

***Концентрация***(площадь соприкосновения) - основной закон кинетики. *Например:*(Лабораторный опыт №2 сгорание порошка алюминия)

***Температура*** – лабораторный опыт №3.

2Сu+O2=t˚2CuO

Многочисленные опыты показывают, что при повышении t˚ существенно увеличивается СХР, причем для реакций в *гомогенных* системах при нагревании на каждые 100 С СХР увеличивается в 2 – 4 раза (правило Вант – Гоффа – 1884 год) Иначе говоря, при повышении t˚ в арифметической программе СХР возрастает в геометрической

$$V\_{2}=V\_{1}γ\frac{t°\_{2}-t°\_{1}}{10}$$

 где γ – Температурный коэффициент.

Как это объяснить?

На первый взгляд, кажется, что она связана с увеличением молекулярных столкновений. Однако это не совсем так. Рассчитано, что при повышении t˚ на 100 С число столкновений возрастает на 1,6%, а число прореагировавших молекул на 200% - 400%.

*С.Аррениус* в 1889 году предположил, что влияние t˚ сводится к увеличению числа *активных молекул*, то есть молекул, столкновение которых приводит к обращению продуктов реакции (эффект столкновений).

***Катализатор*** – Лабораторный опыт №4.

2H2O2=K2H2O=O2  ; K=MnO2

*Вещества, которые изменяют скорость химической реакции, оставаясь в конце неизменными как качественно, так и количественно называют Катализаторами (К).*

Чаще ускоряются реакции, но и замедляются *(ингибиторы).*

***Природа*** каталитического действия:

Действие К связано с понижением EA процесса за счет активного участия К в процессе:

А + В =АВ (К)

А + К = АК АК + В = АВ + К

Например: SO2 + $\frac{1}{2}$ O2 -› SO2

EA = 240$\frac{кДж}{моль}$ , на поверхности платинового К EA = 60 $\frac{кДж}{моль}$ .

***Виды катализа:***

А) гомогенный

*Аутокатализ* – процесс ускоряется одним из продуктов реакции:

2KMuO4 + 5K2SO3 + 3H2SO4 -› 2MuSO4 + 6K2SO4 + 3H2O

K -› Mu

Б) гетерогенный – образование «активных центров»; где «С» увеличивается.

*Селективность* К CO + H2

K (Co, Ni ) парафины

K (Fe ) олефины K - катализаторы

CO + H2 K( ZnO × CuO) метанолы

K( ZnO × CrO3) высшие спирты

K(Fe + BeO) альдегиды, кетоны

Промотирование: увеличение активности центров (Fe + Al2O3)

*катализатор промотор*

Отравление К – уменьшение активности центров под действием «ядов».

В) ферменты, гормоны, витамины – биокатализаторы.

**2 ЗАНЯТИЕ**:  **семинар по теме: «Скорость химических реакций».**

 ***План семинара.***

1. **Теоретическая разминка – повторение.**
2. Химическая кинетика
3. Математические выражения скорости химических реакций для гомогенных и гетерогенных систем.
4. Основной закон химической кинетики.( по материалам предыдущего урока. Смотри приложение №2)
5. **Факторы, влияющие на скорость реакции (решение экспериментальных задач)**
6. Природа реагирующих веществ.
7. Концентрация.
8. Температура (правило Вант – Гоффа, уравнение Аррениуса).
9. Катализаторы (природа каталитического действия, виды катализа).
10. **Решение расчетных задач по теме «Скорость химических реакций».**
11. **Биология и физика о скорости химических процессов.**
12. **Подведение итогов.**

**Теоретическая разминка.**

1. В чем суть понятия «химическая кинетика»?
2. Как математически выражается скорость химических реакций для гомогенных и гетерогенных систем?
3. В чем суть основного закона химической кинетики (ЗДМ).
4. Как влияют внешние факторы и природа реагирующих веществ на скорость химических реакций?
5. Значение влияния различных факторов на скорость реакций в природе.

**Экспериментально – теоретическая часть:**

Эту часть урока организуем по-разному в зависимости от отведенного времени и специализации класса. Экспериментальные задачи могут выполняться индивидуально, в группх и демнстрационно. На каждый опыт отводится определенное время, а затем обсуждаются результаты, делаются выводы и оформляются на доске и в тетрадях. Например, предлагаются опыты:

*Лабораторный опыт №1*.

*«Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции».*

Zn + 2HCl -› ZnCl2 + H2

Mg + 2HCl -› MgCl2 + H2

***Вывод:***Отдача ē (окисление) у Mg происходит быстрее, следовательно, ускоряется процесс реакции №2.

+ 2HCl -› ZnCl2 + H2

Zn + H2SO4 -› ZnSO4 + H2

+2CH3COOH ›(CH3COO) 2Zn+H2

***Вывод:***степень диссоциации кислот разная, следовательно, V - разная и зависит от *строения вещества*.

*Лабораторный опыт №2.*

*«Влияние температуры на скорость химических реакций».*

 O O

5 C C + 2KMnO4 + 3H2SO4 -t˚› 10CO2 + 2MnSO4 +K2SO4 + 8H2O

 HO OH

*Вывод:* при *разной температуре* обесцвечивание происходит с разной скоростью.

$$V\_{2}=V\_{1}γ\frac{t°\_{2}-t°\_{1}}{10}$$

***Как это объяснить?***

Правило Вант – Гоффа и уравнение:

Что такое энергия активации и в какой зависимости находится она от константы скорости реакции?

*Лабораторный опыт №4.*

*«Влияние катализатора на скорость химической реакции».*

1. Fe(SCN)3 + Na2S2O3
2. Fe(SNC)3 + Na2S2O3 ( + CuSO4)
3. 2Fe(SCN)3 + 2Na2S2O3 К 2Fe(SCN)2 + Na2S4O6+ 2Na SCN

**CuSO4** - катализатор.

*Вывод:*  катализаторы – это вещества, ускоряющие химическую реакцию качественно и количественно оставаясь без изменения. Скорость химической реакции зависит от присутствия катализатора или ингибитора.

**Как это объяснить?**

1. Природа катализа;

2. Какие вы знаете виды катализа?

**Решение расчетных задач по теме «СХР».**

(На каждом столе находятся карточки с набором задач. Предлагается индивидуальное, групповое или командное решение).

1. Написать кинетические уравнения следующих стехиометрических или элементарных уравнений.

Например:

***Задание: Решение:***

 2SO2 + O2 = 2SO3 --› (V = K CSO22× CО2)

Fe2O3 + CO = 2FeO + CO2 --› (V = K CCO)

N2 + 3H2 = 2NH3 --› (V = K CN2 × CH23)

1. Как изменится скорость реакции 2NO(г) + O2(г) = 2NO2(г) если уменьшить объем сосуда в 3 раза?

V = K(CNO2 × CO2)

V1 = K(3 × CNO2) × (3 × CO2) = 9 × 3K CNO2 × CO2 = 27

*Ответ*: в 27 раз.

1. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,8. Во сколько раз возрастет реакция при повышении t˚ от 20˚C до 75˚C?

$\frac{V1 }{V}$ = 2,8; $\frac{75 – 20}{10}$ = 5,5; lg $\frac{V1 }{V}$ = 5,5; lg 2,8 = 5,5 × 0,447 = 2,458

Отсюда: $\frac{V1 }{V}$ = 287

Ответ: скорость реакции увеличится в 287 раз.

1. Смесь SO2 и O2 стехиометрического состава для реакции получения SO3 было выдержано над K при постоянном объеме системы, после чего концентрация SO2 уменьшилась в 25 раз. Во сколько раз изменилась концентрация O2?
2. Ответ: так как отношение молярных количеств газов соответствует коэффициенту в уравнении реакции, то это отношение не изменяется при протекании реакции, следовательно, CO2 изменится в 25 раз.

**Заслушивание фрагментов творческих работ учащихся по темам: «Ферменты – биологические катализаторы», «Витамины», «Гормоны». ( с использованием мультимедийного проектора)**

**Итоги:**

Анализ активности работы учащихся на уроке, выставление оценок.

Домашнее задание: составить по две задачи на использование формул математического выражения скорости реакций; подготовить примеры из курсов биологии и физики по данной теме; повторить материал предыдущего урока-лекции

## ЛИТЕРАТУРА И ССЫЛКИ

1. Голубева Р.М. «Открой для себя мир химии» - М: Экомир, 2002
2. Егоров А.С., Дионисьев В.Д. и другие «Химия (пособие-репетитор)» Ростов Н/Д: Феникс, 1996
3. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В. «Химия. Теория и примеры решения задач. » - М: 1-я федеративная киноторговая компания, 1998.
4. Новошинский И.И., Новошинская Н.С. «Химия 10 класс» - М: Оникс 21 век, 2004.
5. Оганисян Э.Т. «Руководство по химии поступающим в вузы» - М: Высшая школа, 1994.