

Магомедова Шахрузат Джамаловна. Химия. 1-й курс ЛД. Группа №1 на 8.04.20. (2 часа).

Лекция (2 часа) Тема: 1. Вероятность протекания химических реакций. Тепловой эффект химических реакций. Термохимические уравнения. Скорость химических реакций. Понятие о скорости реакций. Скорость гомо- и гетерогенной реакции. Энергия активации.

1. Любая химическая реакция заключается в разрыве старых и образовании новых химических связей. Вероятность протекания того или иного процесса определяется законами термодинамики, а скорость реакции – законами химической кинетики. Важным при изучении химических реакций является и обратимость процесса.

Условиями протекания химических реакций являются:

1. Изменение температуры (нагревание/ охлаждение).
2. Изменение давления (уменьшение/увеличение)
3. Соприкосновение, перемещение
4. Измельчение
5. Действие света. Электрического тока
6. Применение катализаторов и ингибиторов

Процессы разрушения одних химических связей и образовании новых сопровождаются выделением или поглощением энергии. Химические реакции сопровождаются разными энергетическими явлениями – свечением, выделением тепла, возникновением электрического тока.

Энергия, необходимая для жизни живых организмов также вырабатывается внутри самих организмов в результате протекания химических реакций. Следует учитывать, что все виды энергии в конце концов переходят в теплоту.

Теплота, выделяемая или поглощаемая при химических реакциях, называется теплотой реакции (Q)

Энергия, которая поглощается или выделяется в химической реакции - это тепловой эффект реакции.

Тепловой эффект химической реакции – это количество теплоты (Q), которое выделяется или поглощается в химической реакции:

Реакции, при которых выделяется энергия и нагревается окружающая среда, называются экзотермическими: $(H_2 + Cl_2 = 2HCl + Q)$

Реакции, при протекании которых энергия поглощается из окружающей среды, называются эндотермическими: $(N_2 + O_2 = NO - Q)$

Уравнение химической реакции, в котором указан тепловой эффект реакции называется термохимическим уравнением. Например: реакция горения алюминия выражается термохимическим уравнением: $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3 + 3282 \text{ кДж}$

Большинство химических соединений трудно или невозможно получить из простых веществ. В этом случае на помощь приходит закон Гесса: тепловой эффект химической реакции не зависит от промежуточных стадий.

Сущность закона Гесса состоит в том, что теплота реакции определяется только начальным и конечным состоянием системы.

Тепловой эффект химической реакции равен сумме теплот образования всех продуктов минус сумма теплот образования всех реагентов (с учётом коэффициентов в уравнениях реакции)

$$Q_p = \sum Q_{\text{обр}}(\text{прод.}) - \sum Q_{\text{обр}}(\text{исх. вещ.})$$

Экзотермическая реакция начинается самопроизвольно или требуется только небольшой толчок – подача энергии. А что является движущей силой эндотермической реакции? Эта «сила» связана со стремлением любой системы к наиболее вероятному состоянию, которое характеризуется максимальным беспорядком, её называют энтропией. Энтропия газов значительно превышает энтропию жидких и твёрдых тел.

Итак: следствия из закона Гесса следующие:

1. Направление химической реакции определяется двумя факторами; стремлением к уменьшению внутренней энергии и стремлением к максимальному беспорядку, то есть к увеличению энтропии.
 2. Эндотермическую реакцию можно заставить идти, если она сопровождается увеличением энтропии.
 3. Энтропия увеличивается при повышении температуры и особенно сильно при фазовых переходах: твёрдое - жидкое, твёрдое – газообразное.
 4. Чем выше температура, при которой проводят реакцию, тем большее значение будет иметь энтропийный фактор по сравнению с энергетическим.
- Всё живое на нашей планете – от вирусов и бактерий до человека – состоит из высокоорганизованной материи, которая более упорядочена по сравнению с окружающим миром. Например, белок. Вспомните его структуры: первичная, вторичная, третичная. Значит, синтез белка сопровождается огромным уменьшением энтропии.

Скорость химических реакций. Понятие о скорости реакций. Скорость гомо- и гетерогенной реакции. Энергия активации.

Раздел химии, изучающий скорости и механизмы протекания химических реакций, называется химической кинетикой. Одним из основных в этом разделе является понятие скорости химической реакции. Одни химические реакции протекают практически мгновенно (например, реакция нейтрализации в растворе), другие – в течение тысячелетий (например, превращение графита в глину при выветривании горных пород)

Скоростью химической реакции называется изменение количества вещества за единицу времени в единице объема.

$$v = \Delta v / V(t_2 - t_1) = \Delta v / V \Delta t$$

Скорость гомогенной реакции – это количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени в единице объема системы:

$$v_{\text{гом}} = \pm \frac{v_2 - v_1}{V(\tau_2 - \tau_1)} = \pm \frac{\Delta v}{V \cdot \Delta \tau}$$

Поскольку $\frac{v}{V} = c$, то $v_{\text{гом}} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau}$.

То есть: скорость гомогенной реакции равна изменению молярной концентрации какого-либо из реагирующих веществ за единицу времени.

Скорость гетерогенной реакции – это количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени на единице поверхности фазы:

$$v_{\text{ср}} = \pm \frac{\Delta v}{S \cdot \Delta t}$$

Скорость химической реакции зависит от энергии ее активации. Эта энергия необходима для эффективного соударения молекул (частиц), приводящего к их взаимодействию. Минимальное количество энергии, необходимое для прохождения реакции называют **энергией активации**. Энергия активации (E_a) - энергия, необходимая для достижения системой переходного состояния, называемого активированным (или переходным) комплексом, который превращается в продукты реакции уже самопроизвольно.

Энергия активации E_a равна разности энергий переходного ($E_{\text{ПС}}$) и исходного ($E_{\text{исх}}$) состояний:

$$E_a = E_{\text{ПС}} - E_{\text{исх}}$$

Величина E_a служит важной характеристикой любой реакции. Она зависит от природы реагирующих веществ и наличия [катализатора](#), влияющего на энергию переходного состояния, но не зависит от температуры.

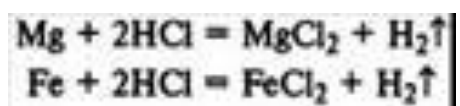
Энергия активации определяет скорость реакции: чем меньше значение E_a , тем выше скорость реакции.

Тема 2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Природа реагирующих веществ. Температура (закон Вант-Гоффа). Концентрация. Катализаторы и катализ: гомо- и гетерогенный, их механизмы. Ферменты, их сравнение с неорганическими катализаторами. Зависимость скорости реакций от поверхности соприкосновения реагирующих веществ.

Скорость химической реакции зависит от многих факторов. Основными из них являются: природа и концентрация реагирующих веществ, давление (в реакциях с участием газов), температура, действие катализаторов и поверхность реагирующих веществ в случае гетерогенных реакций.

Рассмотрим эти факторы:

а) Природа реагирующих веществ. Если идёт взаимодействие между веществами с ионной связью, то реакция протекает быстрее, чем между веществами с ковалентной связью. При реакции металлов с соляной кислотой, чем левее расположен металл в ряду напряжений, тем быстрее протекает реакция, а металлы, находящиеся правее водорода, не реагируют вообще:



б) Температура: скорость реакции увеличивается с увеличением температуры.

Железо при обычной температуре реагирует с хлором очень медленно, при высокой же температуре протекает бурная реакция (железо горит в хлоре).

Зависимость скорости реакции от температуры выражается **правилом Вант-Гоффа**: при увеличении температуры на 10° скорость реакции увеличивается в 2 – 4 раза. Правило

Вант-Гоффа записывается:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{\Delta T}{10}},$$

где γ – температурный коэффициент.

в) Концентрация реагирующих веществ: Чтобы прошла химическая реакция, необходимо столкновение молекул реагирующих веществ. То есть молекулы должны настолько близко подойти друг к другу, чтобы атомы одной частицы испытывали на себе действие электрических полей другой. Только в этом случае образуются молекулы новых веществ. Таким образом, скорость химических реакций пропорциональна числу столкновений, которое происходит между молекулами, а число столкновений, в свою очередь, пропорционально концентрации реагирующих веществ. Скорость реакции увеличивается при увеличении концентрации реагирующих веществ. Например: горение веществ в чистом кислороде происходит быстрее, чем в воздухе.

г) Катализаторы: Скорость многих реакций можно регулировать с помощью **катализаторов** – веществ, изменяющих скорость реакции и остающихся после реакции в неизменном количестве. Катализатором называется вещество, изменяющее скорость химической реакции, но не расходуемое в результате этой реакции. Изменение скорости реакции в присутствии катализаторов называется катализом. Катализаторы увеличивают скорость реакции, но по окончании реакции остаются неизменными. Примеры каталитических реакций:



Различают положительные катализаторы (специфические и универсальные)- они увеличивают скорость, отрицательные (ингибиторы)- скорость уменьшается и биологические (ферменты, или энзимы).

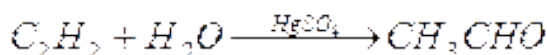
Различают гомогенный и гетерогенный катализ.

При **гомогенном** катализе катализатор и реагирующие вещества находятся в одной фазе.

Например:



При **гетерогенном** катализе катализатор и реагирующие вещества находятся в разных фазах. Например:



Гетерогенный катализ связан с ферментативными процессами. Все химические процессы, протекающие в живых организмах, катализируются ферментами, которые представляют собой белки с определёнными специализированными функциями. В растворах, в которых идут ферментативные процессы, нет типичной гетерогенной среды, в связи с отсутствием чётко выраженной поверхности раздела фаз. Такие процессы относят к микрогетерогенному катализу.

Работа с таблицей:

Сравнение неорганических катализаторов и ферментов

Признаки сравнения	Неорганические катализаторы	Ферменты
1. Химическая природа	Низкомолекулярные вещества, образованные одним или несколькими элементами	Белки – высокомолекулярные полимеры
2. Селективность	Низкая (универсальный катализатор – Pt ускоряет множество реакций)	Высокая. На каждую р-цию нужен свой фермент.
3. Оптимальное значение pH среды	Сильнокислая или щелочная	Небольшой физиологический интервал
4. Интервалы температуры	Очень широкие	35 – 42 градуса, затем денатурируют
5. Изменение структуры катализатора в ходе реакции	Изменяется незначительно, или не изменяется вовсе	Сильно изменяются и восстанавливаются в исходную структуру по окончании реакции
6. Увеличение скорости реакции	В 100 – 1000000 раз	От 10 в 8 степени до 10 в 12 степени раз.

д) от поверхности соприкосновения реагирующих веществ: скорость реакции увеличивается при увеличении поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Чем больше площадь соприкосновения между веществами, тем быстрее идёт реакция. Мел порошком лучше реагирует с кислотой, кусковой мел. Т.к. площадь порошка, каждой частички суммарно, больше, чем целого 1 куска.

Домашнее задание:

1. Прочитать и выписать основные понятия
2. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 30 до 70 °С, если температурный коэффициент скорости равен 2.
3. Работа с таблицей.
4. Подготовиться к семинару.