

ФГБОУ ВПО КрасГМУ им. проф.В.Ф. Войно-Ясенецкого Минздрава России
Фармацевтический колледж

Лекция № 7

Химические реакции

Преподаватель Ростовцева Л.В.

План лекции

1. Типы химических реакций
2. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
3. Химическое равновесие. Факторы, влияющие на смещение равновесия.
4. Окислительно-восстановительные реакции. Метод электронного баланса.

1. Типы химических реакций

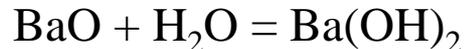
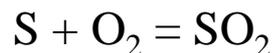
Химические реакции - процессы, в результате которых из одних веществ образуются другие, отличающиеся по составу и (или) строению.

1. По числу и составу реагирующих веществ

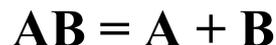
Реакции соединения - реакции, в результате которых из двух или более простых или сложных веществ образуется одно более сложное



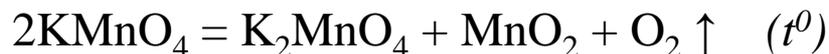
Например,



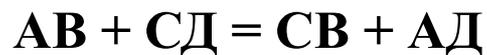
Реакции разложения - реакции, в результате которых из одного сложного вещества получается два или более простых или сложных веществ



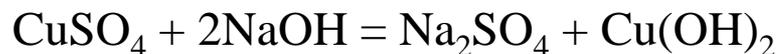
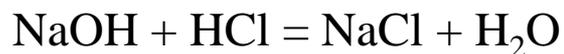
Например,



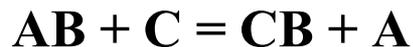
Реакции обмена – реакции, протекающие между двумя сложными веществами, при которых они обмениваются своими составными частями



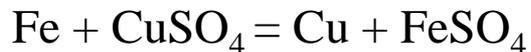
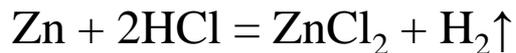
Например,



Реакции замещения - реакции, протекающие между простым и сложным веществом, при которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе



Например,

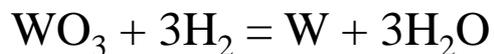


2. По изменению степеней окисления химических элементов

Окислительно-восстановительные - реакции, идущие с изменением степеней окисления химических элементов.



все реакции замещения, а также реакции соединения и разложения, в которых участвует хотя бы одно простое вещество



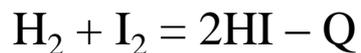
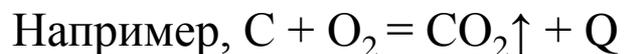
Не окислительно-восстановительные - реакции, идущие без изменения степеней окисления химических элементов

3. По тепловому эффекту

Экзотермические реакции - протекают с выделением энергии (+Q)



почти все реакции соединения



Эндотермические реакции - протекают с поглощением энергии



почти все реакции разложения

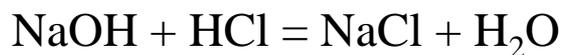
Например,



4. По агрегатному состоянию реагирующих веществ (фазовому составу)

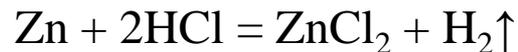
Гомогенные реакции - реакции, в которых реагирующие вещества и продукты реакции находятся в одном агрегатном состоянии.

Например,



Гетерогенные – реакции, в которых реагирующие вещества и продукты реакции находятся в разных агрегатных состояниях.

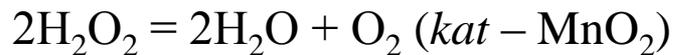
Например,



5. По участию катализатора

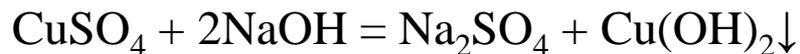
Каталитические - реакции, идущие с участием катализатора.

Например,



Некаталитические – реакции, идущие без участия катализатора.

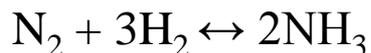
Например,



6. По направлению протекания реакции

Обратимые реакции - в данных условиях протекают одновременно в двух противоположных направлениях.

Например,



Необратимые – протекают в данных условиях только в одном направлении.

Например, реакции ионного обмена, сопровождающиеся образованием осадка, выделением газа или малодиссоциирующего вещества (воды)

Например,



2. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.

Скорость гомогенной реакции ($v_{\text{гомог.}}$) определяется изменением количества вещества в единицу времени в единице объёма

$$v_{\text{гомог.}} = \frac{\Delta n}{\Delta t \cdot V} \quad \Delta C$$

где Δn – изменение числа молей одного из веществ, (моль);

Δt – интервал времени (с, мин);

V – объем газа или раствора (л)

ΔC – изменение концентрации

$$v_{\text{ГОМОГ.}} = \frac{\Delta C}{\Delta t} \left[\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л} \cdot \text{С}} \right]$$

Скорость гомогенной реакции ($v_{\text{ГОМОГ.}}$) определяется изменением концентрации одного из веществ в единицу времени

Скорость гетерогенной реакции ($v_{\text{гетер.}}$) определяется изменением количества вещества в единицу времени на единице поверхности соприкосновения веществ

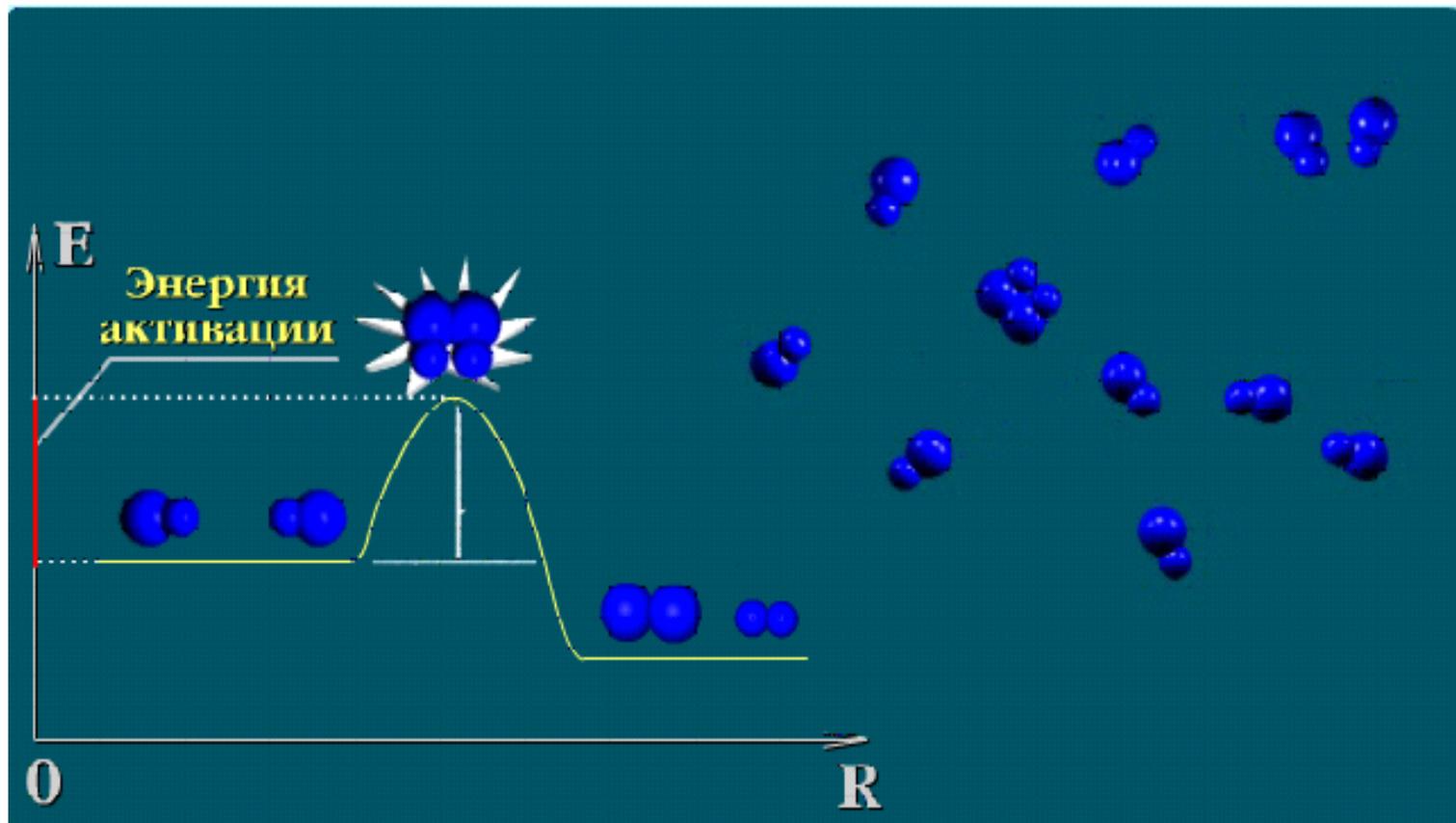
$$v_{\text{гетер.}} = \frac{\Delta n}{\Delta t \cdot S}$$

где Δn – изменение количества вещества (реагента или продукта), (моль);

Δt – интервал времени (с, мин);

S – площадь поверхности соприкосновения веществ (см^2 , м^2)

Энергия активации $E_{акт}$ - минимальный избыток энергии, который должна иметь частица (или пара частиц), чтобы произошло эффективное соударение.



Факторы, влияющие на скорость химической реакции

1. Природа реагирующих веществ: их состав, строение
=> энергия активации

- чем меньше $E_{акт}$, тем больше v ;



Якоб Хендрик Вант-Гофф

1852 – 1911г.г.

Голландский химик. Один из основателей физической химии и стереохимии. Предложил классификацию химических реакций.

Установил, что повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции увеличивается в 2-4 раза.

2. Температура: при $\uparrow t$ на каждые 10°C , $v \uparrow$ в 2-4 раза (правило Вант-Гоффа)

При $\uparrow t$, \uparrow количество активных частиц (с $E_{акт}$) и их активных соударений.

3. Концентрация: чем $\uparrow C$, тем чаще происходят соударения и $v \uparrow$.

Закон действующих масс (з. д. м.):

Скорость химической реакции ($v_{x.p.}$) прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях их коэффициентов в уравнении реакции

Для реакции $mA + nB = C$ по закону действующих масс:

$$v = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n$$

где k – константа скорости;

C – концентрация (моль/л)

* З.д.м. не учитывает концентрации реагирующих веществ, находящихся в твердом состоянии, т.к. они реагируют на поверхности и их концентрации обычно остаются постоянными.

Для газообразных веществ скорость химической реакции зависит **от давления** (что аналогично изменению концентрации реагирующих веществ)

- Чем $\uparrow p$, тем $\uparrow v$

4. Катализаторы – вещества, которые изменяют механизм реакции, уменьшают $E_{акт}$ $\Rightarrow v \uparrow$.

- Катализаторы остаются неизменными по окончании реакции
- Ингибиторы – вещества, которые $\downarrow v$

5. Для гетерогенных реакций v зависит:

- **от состояния поверхности соприкосновения реагирующих веществ.**

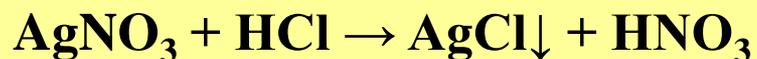
3. Химическое равновесие. Факторы, влияющие на смещение равновесия

Химические реакции *по направлению их протекания*



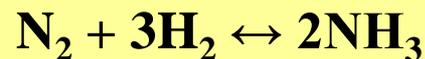
Необратимые реакции

протекают только в одном направлении (\rightarrow)



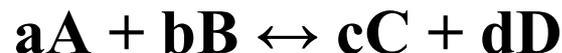
Обратимые реакции

при одних и тех же условиях протекают в противоположных направлениях (\leftrightarrow).



Состояние обратимой реакции, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции называется **химическим равновесием**

$$v_{\text{пр.}}^{\rightarrow} = v_{\text{обр.}}^{\leftarrow}$$



$$K_{\text{равн}} = [C]^c \cdot [D]^d / [A]^a \cdot [B]^b$$



Анри Луи Ле Шателье

1850 – 1936 г.г.

Французский физико-химик.

Член парижской Академии наук,
почетный член Петербургской академии наук
(с 1913г.) и Академии наук СССР (с 1926г.)
В 1884 г. сформулировал принцип смещения
равновесия, названный его именем.

Принцип Ле Шателье (1844 г.)

Если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать внешнее воздействие (изменить t , p , C), то равновесие сместится в ту сторону, которая ослабит это воздействие.

Влияние концентрации на смещение химического равновесия

Равновесие смещается

- при $\uparrow C_{\text{реаг.в-в.}}$ \longrightarrow
- при $\uparrow C_{\text{прод.р-ции}}$ \longleftarrow

Влияние давления на смещение химического равновесия

Равновесие смещается

- при $\uparrow p$ (для газов) - в сторону уменьшения объема (V) газообразных веществ

- при $\downarrow p$ – в сторону увеличения V ;

* если реакция протекает без изменения числа молекул газообразных веществ, то давление не влияет на равновесие в данной системе

Влияние температуры на смещение химического равновесия

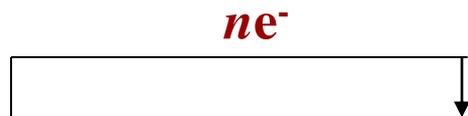
Равновесие смещается

- при $\uparrow t$ – в сторону эндотермической реакции ($- Q$)
- при $\downarrow t$ – в сторону экзотермической реакции ($+ Q$)

4. Окислительно-восстановительные реакции.

Метод электронного баланса

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – химические реакции, сопровождающиеся переходом электронов от одного атома к другому, что ведёт к изменению степени окисления атомов элементов, участвующих в реакции.



Восстановитель + Окислитель = Продукты реакции

Степень окисления (с.о.) – это условная величина, которая показывает заряд того или иного элемента в соединении при условии, что все составляющие его частицы представляют собой ионы.

Алгоритм вычисления степени окисления

1. В молекулах простых веществ степень окисления атомов всегда = 0
2. С.о. кислорода в соединениях = -2
(исключение: фторид кислорода OF_2 , где с.о. $+2$
пероксиды H_2O_2 , Na_2O_2 , где с.о. -1)
3. С.о. фтора во всех соединениях = -1

4. С.о.водорода в соединениях = +1,
(исключение: гидриды активных металлов NaN , CaH_2 с.о. – 1)

5. С. о. металлов всегда положительная и численно =
валентности металла в соединении

6. Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в
молекуле = нулю, а в ионе – заряду иона

7. Высшая (максимальная) с.о. элемента, как правило, = номеру группы, в которой находится элемент в периодической системе
8. Низшая (минимальная) с.о. металлов = 0.
Низшая (минимальная) с.о. неметаллов обычно = (номер группы - 8)
9. Значения с.о. элемента между высшей и низшей с.о. называются промежуточными

Вещества, содержащие элементы в высшей степени окисления,
могут быть только окислителями
(атомы элементов могут только принимать электроны).

Вещества, содержащие элементы низшей степени окисления,
могут быть только восстановителями
(атомы элементов могут только отдавать электроны).

Вещества, содержащие элементы в промежуточных степенях окисления,
обладают окислительно-восстановительной двойственностью,
они могут быть как окислителями, так и восстановителями,
в зависимости от партнера реакции.

Например,

$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ – высшая с.о., окислитель

H_2S^{-2} – низшая с.о., восстановитель;

$\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ - промежуточная с.о., восстановитель и окислитель

Основные понятия теории

окислительно-восстановительных реакций

1. Окисление - процесс отдачи электронов,

степень окисления при этом повышается $Al^0 - 3\bar{e} \rightarrow Al^{+3}$

2. Восстановление - процесс присоединения электронов,

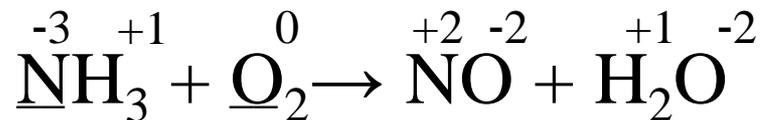
степень окисления при этом понижается $S^0 + 2\bar{e} \rightarrow S^{-2}$

3. Окислитель – вещество, в состав которого входит элемент, способный принимать электроны.

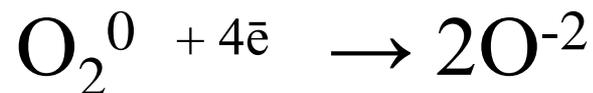
4. Восстановитель – вещество, в состав которого входит элемент, отдающий электроны.

5. Окисление всегда сопровождается восстановлением, восстановление всегда связано с окислением.

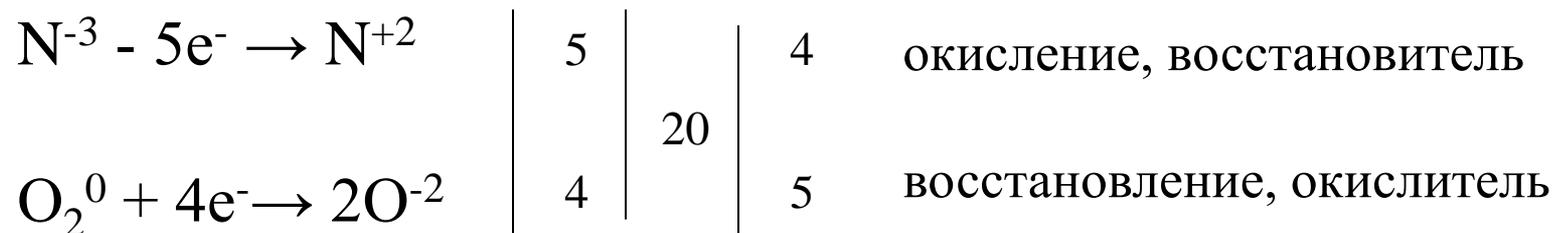
Метод электронного баланса



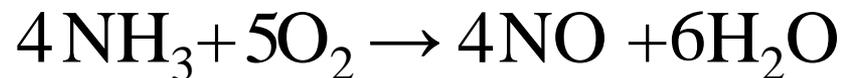
1. Проставьте с. о. над химическим знаком каждого элемента в формулах веществ
2. Подчеркните символы элементов, у которых степень окисления изменяется в процессе реакции
3. Составьте электронные уравнения процессов окисления и восстановления



4. Найдите наименьшее общее кратное и основные коэффициенты



5. Расставьте основные коэффициенты в схеме реакции перед восстановителем и окислителем в левой части и, соответственно, перед окисленной и восстановленной формами в правой части.



6. Уравняйте числа атомов элементов, которые не изменили с.о.

Контрольные вопросы для закрепления:

1. В 2 пробирки налили одинаковые объёмы раствора серной кислоты и одновременно опустили в одну – железный гвоздь, в другую – железные опилки. Сравните скорости реакций в обеих пробирках и объясните причину их различия.

2. Как сместиться химическое равновесие реакции



- а) повышении температуры;
- б) повышении давления

3. В ПРОЦЕССЕ ПРЕВРАЩЕНИЯ ПО СХЕМЕ $\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^{-2}$ СЕРА

- а) принимает электроны, окислитель
- б) отдает электроны, восстановитель
- в) принимает электроны, восстановитель
- г) отдает электроны, окислитель