

**Тема: СКОРОСТЬ
ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ.
ХИМИЧЕСКОЕ
РАВНОВЕСИЕ.**

Урок № 11

- Раздел химии, изучающий скорости химических реакций, называется химической кинетикой.
- Реакции, протекающие в гомогенной системе, идут во всем объеме этой системе.
- Реакции, протекающие между веществами, образующими гетерогенную систему, идут только на поверхности раздела фаз, образующих систему.
- В связи с этим скорость гомогенной реакции и скорость гетерогенной реакции определяются различно.

- Скорость гомогенной реакции называется количество вещества, вступившего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени в единице объема системы.

$$\nu = \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta t} \left[\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{М}^3 \cdot \text{СЕК}} \right]$$

где: Δn – изменение количества вещества, моль;

V – объем, м^3 ;

Δt – время протекания реакции, сек.

- Скорость гетерогенной реакции называется количество вещества, вступившего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени на единице поверхности фазы.

$$v = \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta t} \left[\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{М}^2 \cdot \text{сек}} \right]$$

- где Δn – изменение количества вещества, моль;
- S – площадь поверхности раздела фаз, м^2 ;
- Δt – время протекания реакции, сек.

Факторы, влияющие на скорость реакции

- природа реагирующих веществ,
- Концентрации веществ,
- температура,
- присутствие в системе катализаторов.
- Скорость некоторых гетерогенных реакций зависит от интенсивности (скорости) перемешивания жидкости или газа около поверхности, на которой происходит реакция.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

- Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражается основным законом химической кинетики – **законом действия масс**: скорость химической реакции при постоянной температуре прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам.

- Так скорость реакции

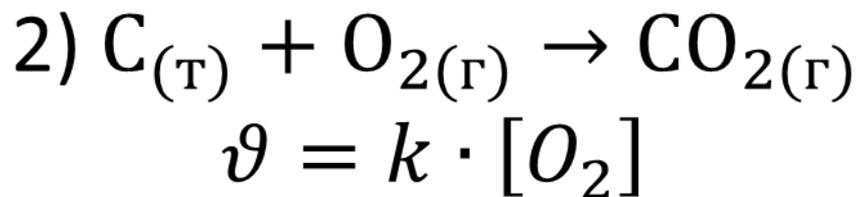
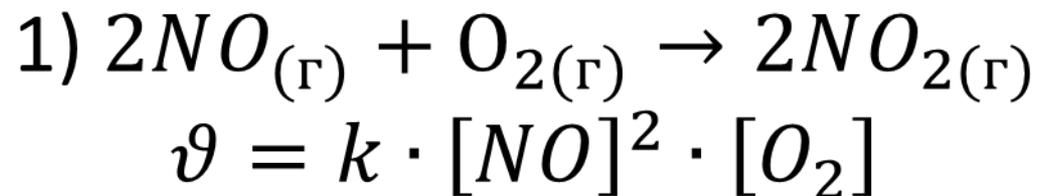


$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

- где $[A]$, $[B]$ – молярные концентрации реагентов, моль/л;
- k – константа скорости данной реакции, равная скорости реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных 1 моль/л;
- a , b – стехиометрические коэффициенты.

- Величина константы скорости k зависит от природы реагирующих веществ, от температуры и от присутствия катализаторов, но не зависит от концентраций веществ.

- В случае гетерогенных реакций в уравнения закона действия масс входят концентрации только тех веществ, которые находятся в газовой фазе или в растворе.



Зависимость скорости реакции от температуры и от природы веществ.

- Избыточная энергия, которой должны обладать молекулы для того, чтобы их столкновение могло привести к образованию нового вещества, называется энергией активации данной реакции.
- Молекулы, обладающие такой энергией, называются активными молекулами.
- При повышении температуры скорость реакции, как правило, увеличивается. Это вызвано увеличением числа частиц, энергия которых превышает энергию активации.

- Правило Вант – Гоффа: при повышении температуры на каждые десять градусов скорость реакции увеличивается в 2-4 раза.

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

где: v_{t_2} , v_{t_1} - скорость реакции при температуре T_2 , T_1 ;

γ – температурный коэффициент;

T_2 , T_1 - температура.

- Зависимость константы скорости реакции от температуры выражается уравнением Аррениуса:

$$k = k_0 \cdot e^{\frac{-E_0}{R \cdot T}}$$

- где k – константа скорости
- $k_0 = Z_0 \cdot P$

- Z_0 – число, пропорциональное количеству соударений, зависящее от массы и размера частиц;
- P – стерический множитель, показывающий вероятность столкновений в направлении, которое благоприятно для перераспределения связей;
- E_a – энергия активации, кДж/моль;
- $R = 8,31$ кДж/моль – газовая постоянная
- T – температура, К.

Влияние катализатора на скорость реакции. Катализ.

- Вещества, не расходующиеся в результате протекания реакции, но влияющие на ее скорость называются *катализаторами*.
- Явление изменения скорости реакции под действием катализатора называется *катализом*.
- Реакции, протекающие под действием катализаторов, называются *каталитическими*.

- Различают гомогенный, гетерогенный катализ и автокатализ.
- В случае гомогенного катализа катализатор и реагирующие вещества образуют одну фазу (газ или раствор). Гомогенный катализ происходит во всем объеме системы.
- Гетерогенный катализ – катализатор находится в самостоятельной фазе. Гетерогенный катализ протекает на поверхности катализатора.
- Автокатализ происходит, когда одно из веществ в системе является катализатором данной реакции.

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.

- Все химические реакции можно разбить на две группы: необратимые и обратимые. Необратимые реакции протекают практически до конца – до полного израсходования одного из реагирующих веществ.
- Обратимые реакции протекают не до конца, они могут протекать как в прямом, так и в обратном направлении.
- Когда скорости прямой и обратной реакций становятся равными, наступает химическое равновесие.

- Количественной характеристикой химического равновесия служит величина, называемая константой химического равновесия.
- $aA + bB = cC + dD$

- $v_{\text{прям}} = k_{\text{прям}} \cdot [A]^a \cdot [B]^b$
- $v_{\text{обрат}} = k_{\text{обрат}} \cdot [C]^c \cdot [D]^d$
- $\frac{v_{\text{прям}}}{v_{\text{обрат}}} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = \frac{k_{\text{обрат}}}{k_{\text{прям}}} = K_p$
- K_p - константа равновесия.

- Величина константы равновесия зависит от природы реагирующих веществ и от температуры. От присутствия катализаторов она не зависит. Поскольку катализатор изменяет энергию активации и прямой, и обратной реакций на одну и ту же величину, то на отношение констант их скорости он не оказывает влияния.

СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ.

- Принцип Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказать какое-либо воздействие, то в результате протекающих в ней процессов равновесие сместится в сторону, ослабляющую это воздействие.

- Нарушение равновесия вследствие изменения концентрации какого-либо из веществ, участвующих в реакции.
- При увеличении концентрации какого-либо из веществ, участвующих в реакции, равновесие смещается в сторону расхода этого вещества;
- при уменьшении концентрации какого-либо из веществ равновесие смещается в сторону образования этого вещества.

- Нарушение равновесия вследствие изменения давления (путем уменьшения или увеличения объема системы).
- При увеличении давления путем сжатия системы равновесие сдвигается в сторону уменьшения числа молекул газов, т. е. в сторону понижения давления;
- при уменьшении давления равновесие сдвигается в сторону возрастания числа молекул газов, т. е. в сторону увеличения давления.

- Нарушение равновесия вследствие изменения температуры.
- При повышении температуры равновесие смещается в направлении эндотермической реакции,
- при понижении – в направлении экзотермической реакции.