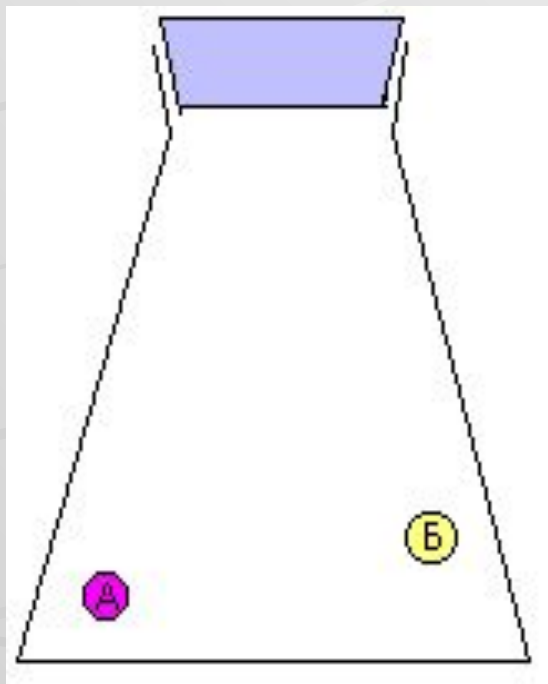


Скорость химических реакций.

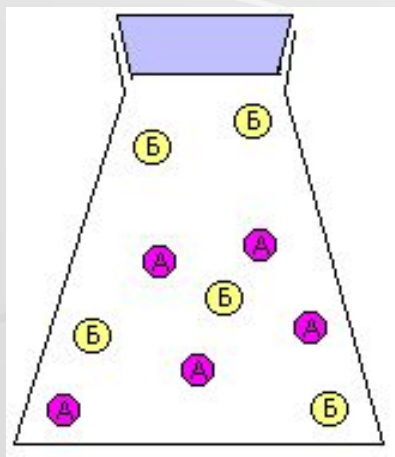


Химическая реакция



- Это активное столкновение молекул, при котором происходит разрыв «старых» связей и образование «новых» связей

Скорость химической реакции - это число элементарных актов в единицу времени в единице объёма

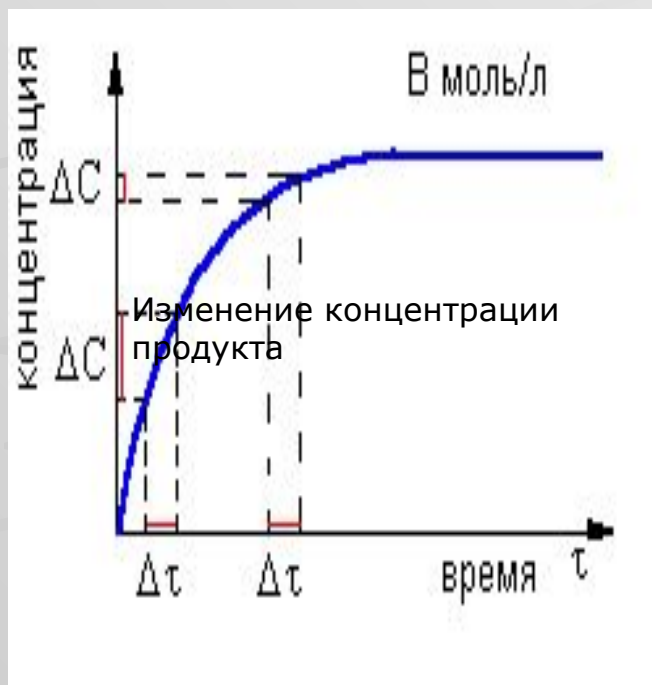


При протекании химических реакций происходит изменение концентраций веществ, участвующих в реакции:

- Концентрация реагирующих веществ уменьшается;
- Концентрация продуктов увеличивается



Скорость гомогенной химической реакции - ИЗМЕНЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ реагента или продукта в единицу времени.



Формулы для расчета скорости реакции

V - для гомогенной реакции
Реагирующие вещества
находятся в одном агрегатном
состоянии или фазе.

$$V = \Delta C / \Delta t$$

$\Delta C = C_2 - C_1$ (молярные
концентрации реагирующих или
образующихся веществ)

$t = t_2 - t_1$ (момент времени)

Единица измерения скорости
реакции - моль/ л·с

V - для гетерогенной реакции
Реагирующие вещества
находятся в разных
агрегатных состояниях или
разных фазах.

$$V = \Delta C / \Delta t \cdot S$$

S – площадь соприкосновения
реагирующих веществ

Единица измерения скорости
реакции - моль/ м²·с

*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)*

Задача:

- Химическая реакция протекает в растворе, согласно уравнению:
- $A + B = C$
- Исходная концентрация: вещества А – 0,80 моль/л. Через 20 минут концентрация вещества А снизилась до 0,74 моль/л.
- Определите среднюю скорость реакции за этот промежуток времени?

Решение:

- Дано: $C(A) = 0,80$ моль/л; $C(A_1) = 0,74$ моль/л;
 $\Delta t = 20$ минут.

- Найти: $V_{\text{гомog.}} = ?$

- Решение:

1. Определение средней скорости реакции в растворе производится по формуле: $V = \Delta C / \Delta t$

Подставим значения в формулу:

$$V = 0,8 - 0,74 / 20 = 0,003 \text{ моль / л} \cdot \text{мин.}$$

Ответ: $0,003$ моль / л·мин.

Факторы, влияющие на скорость реакции

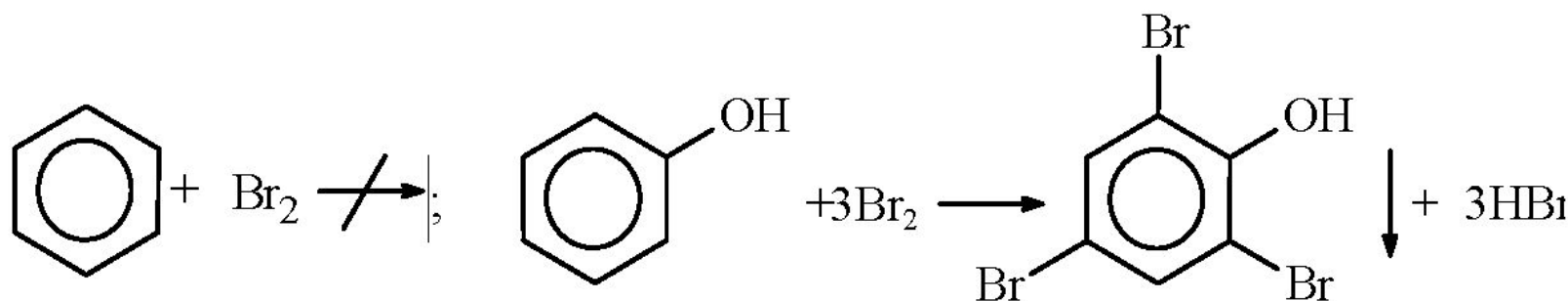
- Природа реагирующих веществ
- Площадь поверхности твердого вещества
- Концентрация реагирующих веществ
- Температура
- Катализатор



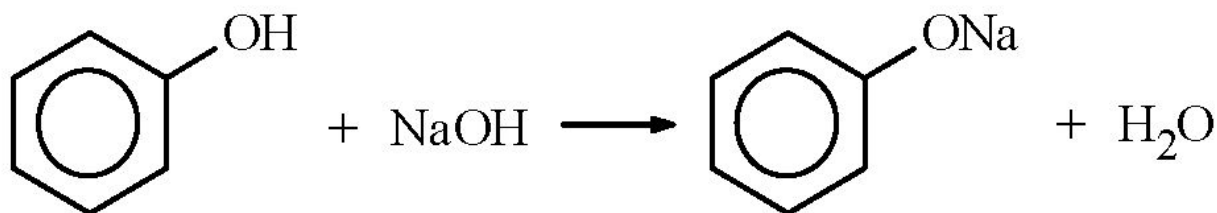
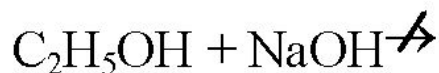
1. Природа реагирующих веществ

Под природой реагирующих веществ понимают их состав, строение, взаимное влияние атомов в веществах.

Примером взаимного влияния атомов в веществах могут служить серная и сернистая кислоты:



фенол и этанол:



2. Площадь поверхности твердого вещества

Если в реакции кроме жидкости (или газа) участвуют твердые вещества, площадь их поверхности влияет на скорость реакции. Чем больше поверхность твердых тел, тем больше и поверхность соприкосновения реагирующих веществ, и выше скорость реакции. Расплющим гранулы цинка – площадь их поверхности увеличится.

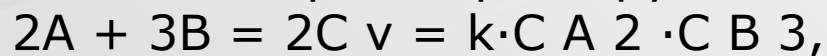


3. Концентрация реагирующих веществ

Чем больше концентрация реагирующих веществ, тем больше скорость химической реакции.

Закон действующих масс (Н.И.Бекетов)

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ



k – константа скорости.



4. Влияние температуры

Правило Вант-Гоффа:

При повышении температуры на каждые 10 градусов скорость реакций увеличивается в 2-4 раза

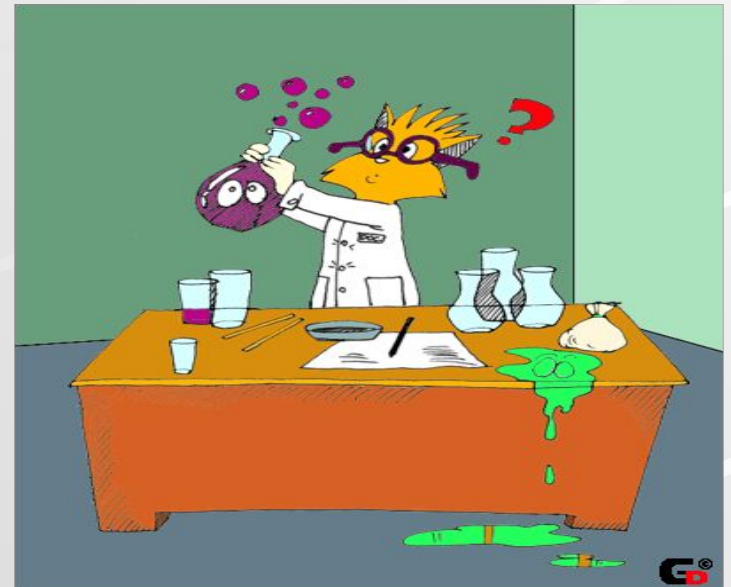
Математическая формула: $V_2 / V_1 = Y^{\Delta t / 10}$

где V_2 – скорость реакции при температуре t_2 ,
 V_1 – скорость реакции при температуре t_1 ,
 Y – температурный коэффициент

Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10°C , называют температурным коэффициентом.

5. Катализатор

- Катализаторами называются вещества, которые влияют на скорость реакции, но сохраняют свой химический состав.
- Изменение скорости реакции под действием катализатора называется катализом.
- Катализаторы снижают энергию активации, что приводит к возрастанию активных молекул, скорость реакции увеличивается.





Закон действующих масс

Н.И. Бекетов

Скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях равных их стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

Для реакции: $A + B = C$

$$V_1 = k_1 C_A \cdot C_B,$$

Для реакции: $A + 4B = D$

$$V_2 = k_2 C_A \cdot C_B^4.$$

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**.

Теория активации

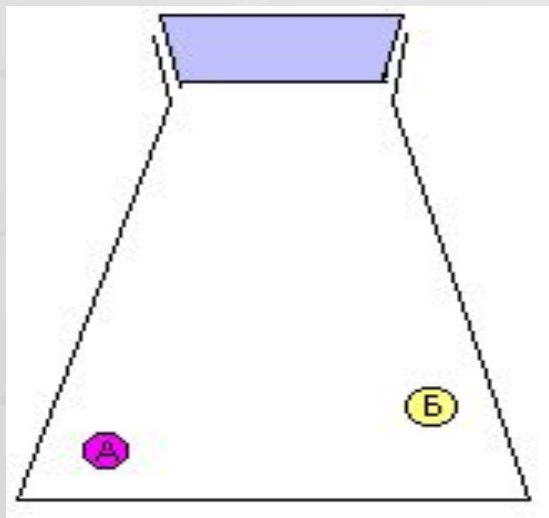


Выводы:

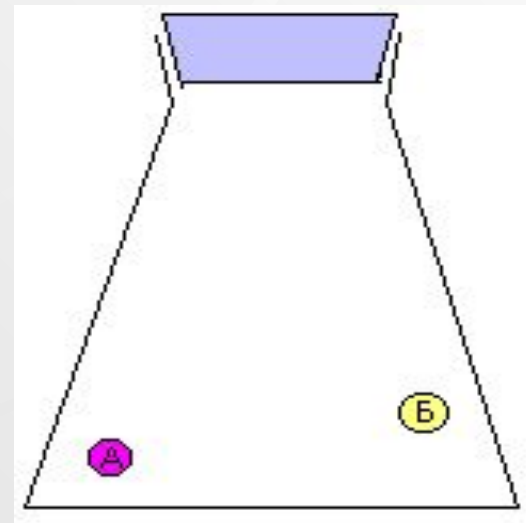
1. Повышение температуры усиливает скорость движения молекул, увеличивая тем самым число столкновений между ними.
 2. Реакция протекает только тогда когда сталкивающиеся молекулы имеют избыток энергии (по сравнению с величиной энергии всех молекул при данной температуре) Такие молекулы называются активными.
 3. Один из способов активации молекул - повышение температуры, благодаря чему резко увеличивается скорость реакции.
- *Энергия, которую надо сообщить молекулам, чтобы превратить их в активные, называется энергией активации(E_a).*

Энергия активации

Реакция, которая происходит в замкнутом сосуде между некоторыми газообразными веществами А и Б по уравнению:



Для того, чтобы молекулы А и Б прореагировали между собой, они должны сначала столкнуться. Причем столкновение должно быть достаточно энергичным. Энергия, запасенная в молекулах А и Б, должна быть больше какой-то определенной величины - иначе они просто отталкиваются друг от друга, не вступая в реакцию



Если же энергия столкновения достаточно, образуется продукт В

Примеры химических реакций

- Необратимые х.р.

- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$
- $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$

- Обратимые х.р.

- $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$
- $\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
- $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$





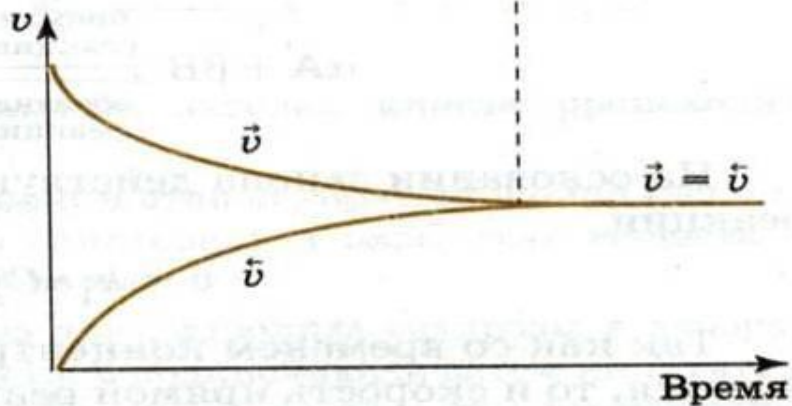
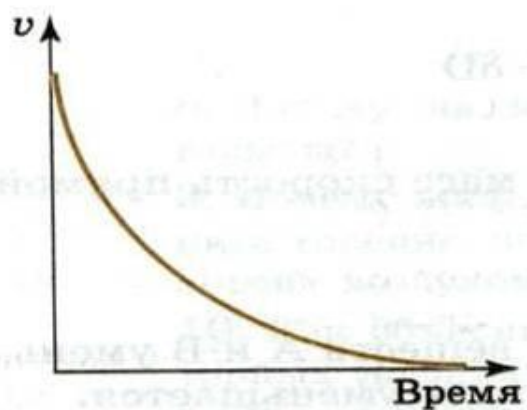
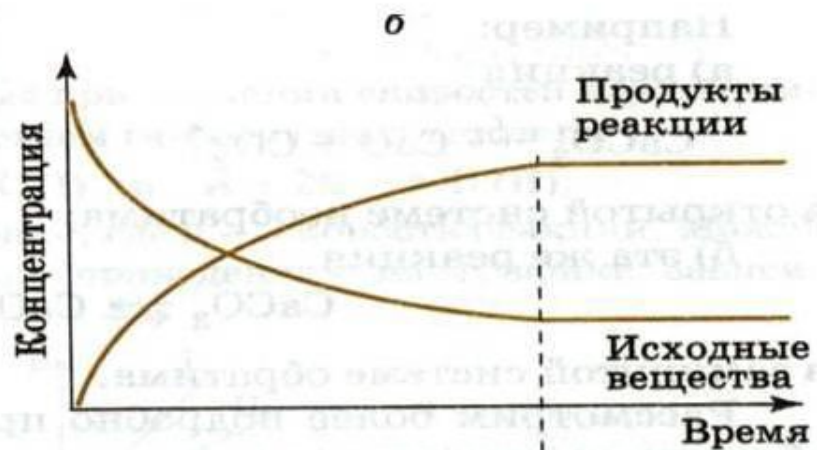
Химическое равновесие

- Обратимая химическая реакция



- По закону действующих масс
 - $V_{\text{пр.}} = k_1 [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$ $V_{\text{обр.}} = k_2 [\text{HI}]^2$
 - Когда $[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] = [\text{HI}]^2$ или $V_{\text{пр.}} = V_{\text{обр.}}$.
Наступает химическое равновесие
 - Состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакций равны, называют **химическим равновесием.**

Изменение концентраций веществ и скоростей необратимой и обратимой реакций



- *Переход системы из одного состояния равновесия в другое называется **смещением химического равновесия.***

- *Правило смещения химического равновесия
(принцип Ле-Шателье 1884 год)*

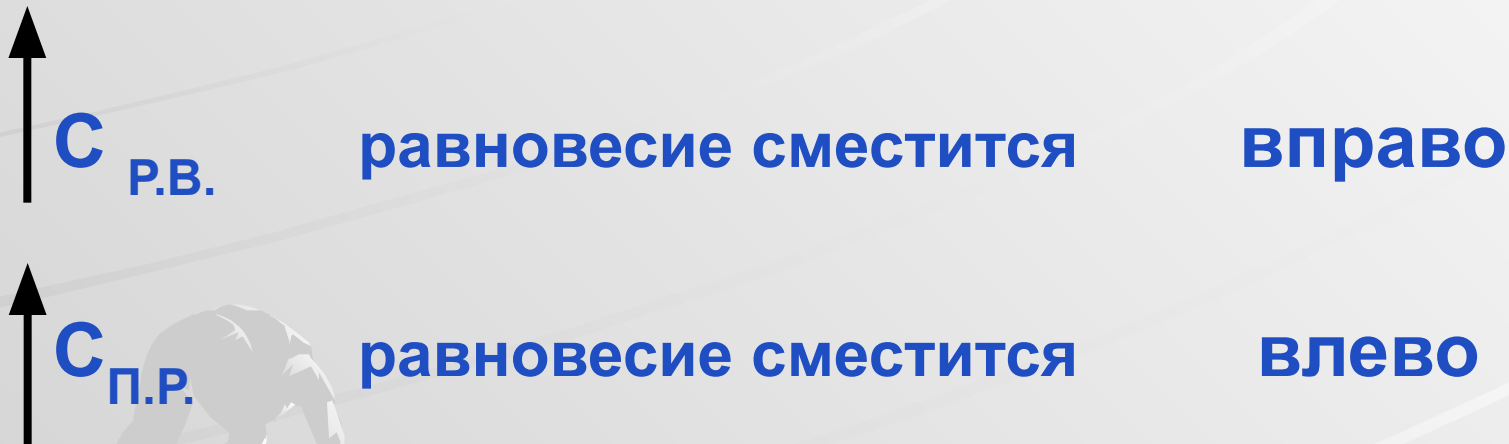
Если на систему находящуюся в равновесие произвести внешнее воздействие, то равновесие сместится в ту сторону, где это воздействие ослабевает.



Факторы, влияющие на смещение равновесия:

- 1. Концентрация – C*
- 2. Температура – t*
- 3. Давление – p (для газов)*

• 1. Концентрация

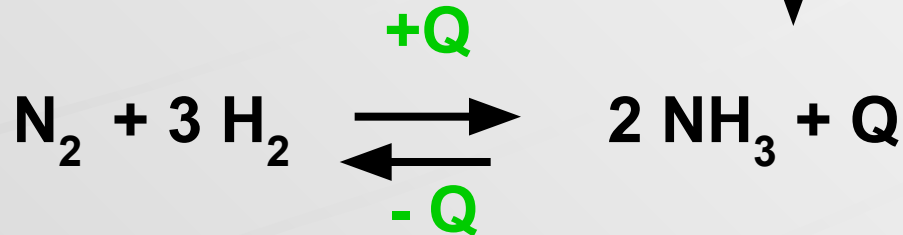
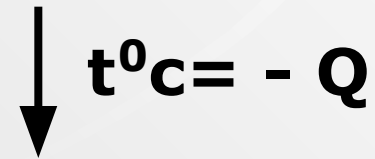
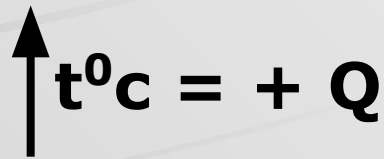


При увеличении концентрации реагирующих веществ, равновесие смещается в сторону продуктов реакции, преобладает прямая реакция.

При увеличении концентрации продуктов реакции, равновесие смещается в сторону реагирующих веществ реакции, преобладает обратная реакция.

• 2. Температура

- эндотермическая реакция (- (- Q)
- экзотермическая реакция (+ (+ Q)

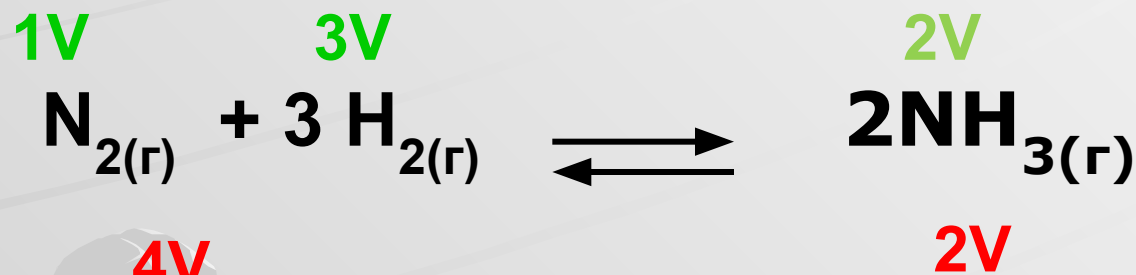


$\uparrow t^0_c$ равновесие сместится влево
 $\downarrow t^0_c$ равновесие сместится вправо

- При увеличении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции. При уменьшении температуры – в сторону экзотермической реакции.

• 3. Давление

- Давление применяется только для газов!



$\uparrow P$ равновесие сместится

вправо

$\downarrow P$ равновесие сместится

влево

- При увеличении давления равновесие смещается в сторону той реакции, при которой объем образовавшихся газообразных продуктов уменьшается.
- При уменьшении давления равновесие смещается в сторону той реакции, при которой объем образовавшихся газообразных продуктов увеличивается.
- Если объемы газообразных продуктов одинаковы как в прямой, так и в обратной реакции - изменение давления не оказывает смещения равновесия.



• *Обобщение и выводы:*

- Химические реакции протекают с различными скоростями. Скорость химической реакции это изменение концентрации одного из реагирующих веществ за единицу времени.
- Чтобы началась химическая реакция нужно активировать молекулы. Энергия, которую надо сообщить молекулам, для их активизации, называется энергией активации.
- Скорость химической реакции зависит от температуры, концентрации, поверхности соприкосновения реагирующих веществ, природы реагирующих веществ, катализатора.
- В обратимых химических реакциях наступает динамическое химическое равновесие, когда скорости прямой и обратной реакции равны.
- Факторы влияющие на смещение химического равновесия – давление, температура, концентрация.
- Смещение химического равновесия происходит согласно принципа Ле-Шателье.