



**ОМСКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ МЕДИЦИНСКАЯ
АКАДЕМИЯ
КАФЕДРА ХИМИИ**

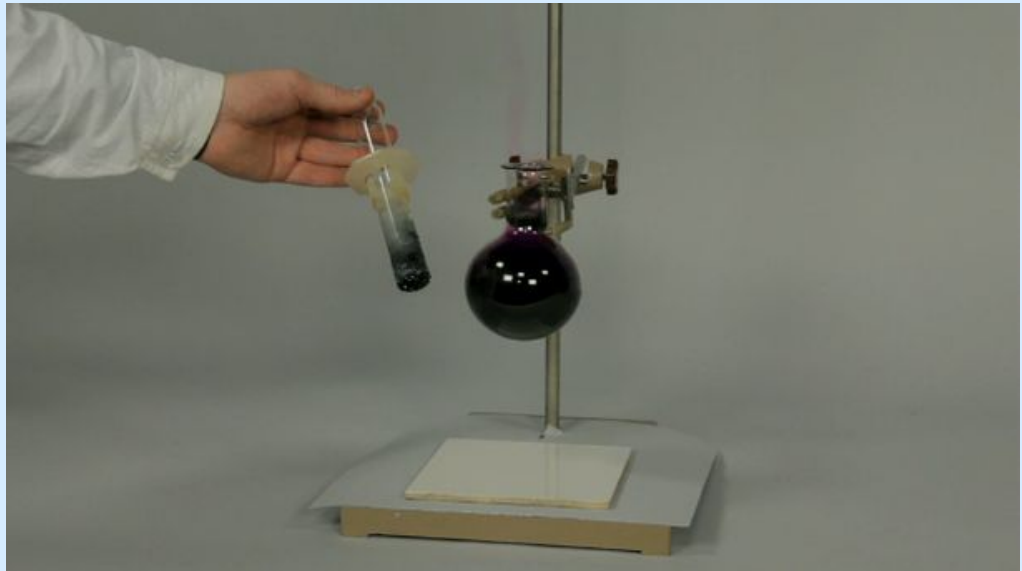
Скорость химических реакций. Химическое равновесие

- 1. Скорость реакции.***
- 2. Зависимость скорости от природы веществ.***
- 3. Закон действующих масс.***
- 4. Зависимость скорости от давления.***
- 5. Зависимость скорости от температуры.***
- 6. Катализ.***
- 7. Химическое равновесие.***
- 8. Принцип Ле Шателье.***
- 9. Тестовые задания.***



***Лектор: зав. кафедрой химии, доктор биологических наук,
профессор Степанова Ирина Петровна***

**Закономерности протекания химических реакций во времени, их механизм и скорость изучает специальный раздел химии-
*химическая кинетика.***



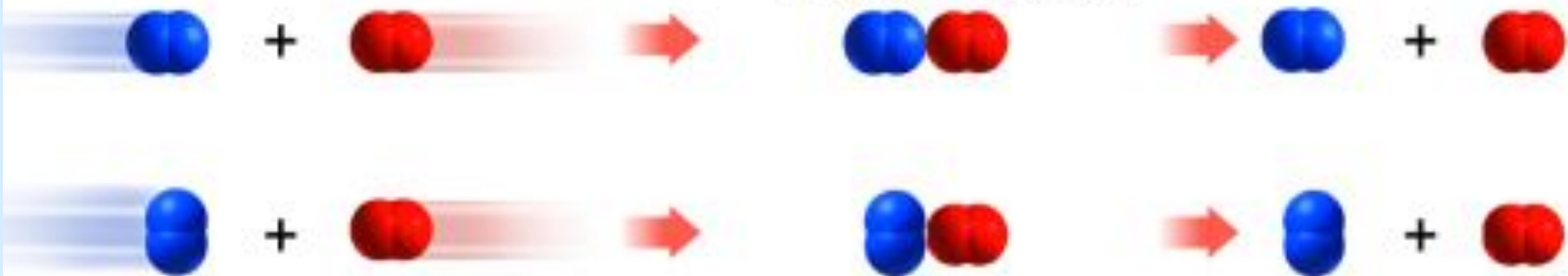
Скорость реакции

Под скоростью химической реакции понимают число элементарных взаимодействий, происходящих в единицу времени в единице объема системы (для гомогенных реакций) или на единице поверхности раздела фаз (для гетерогенных реакций).

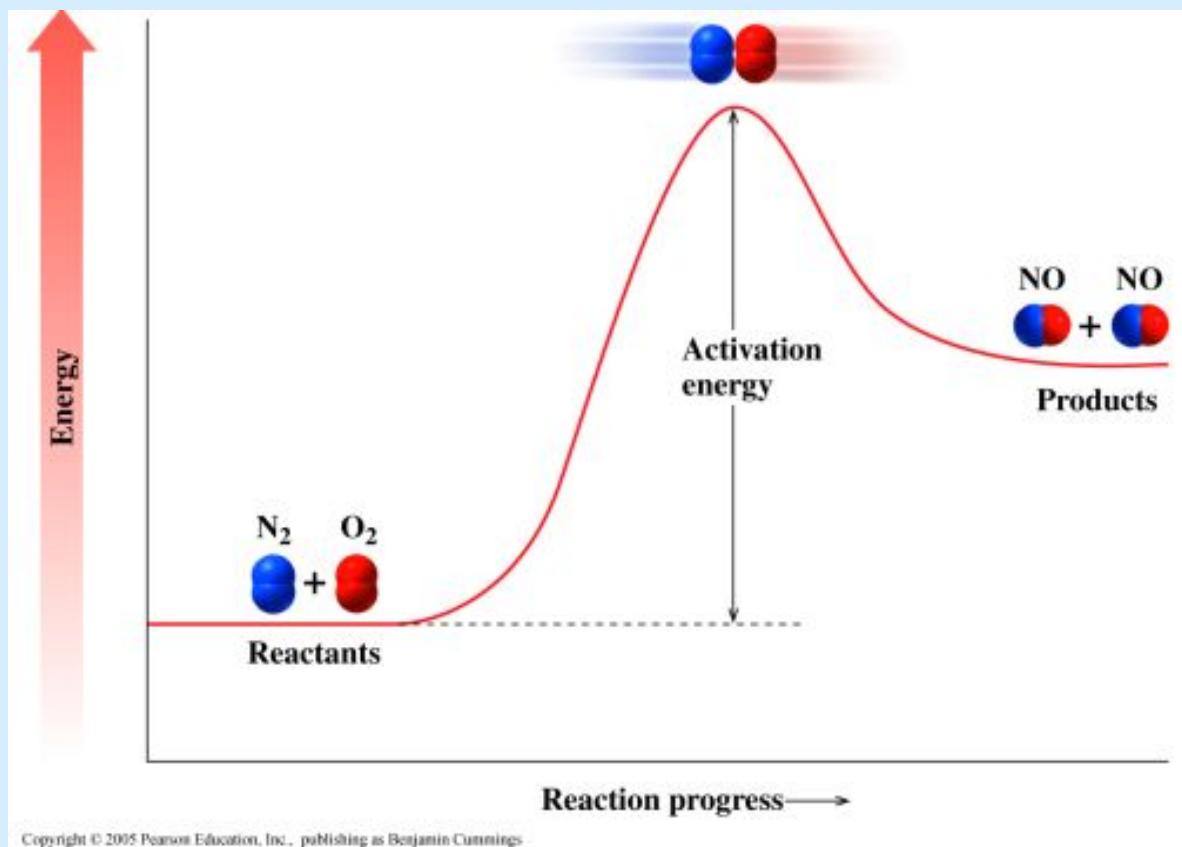
Эффективная ориентация



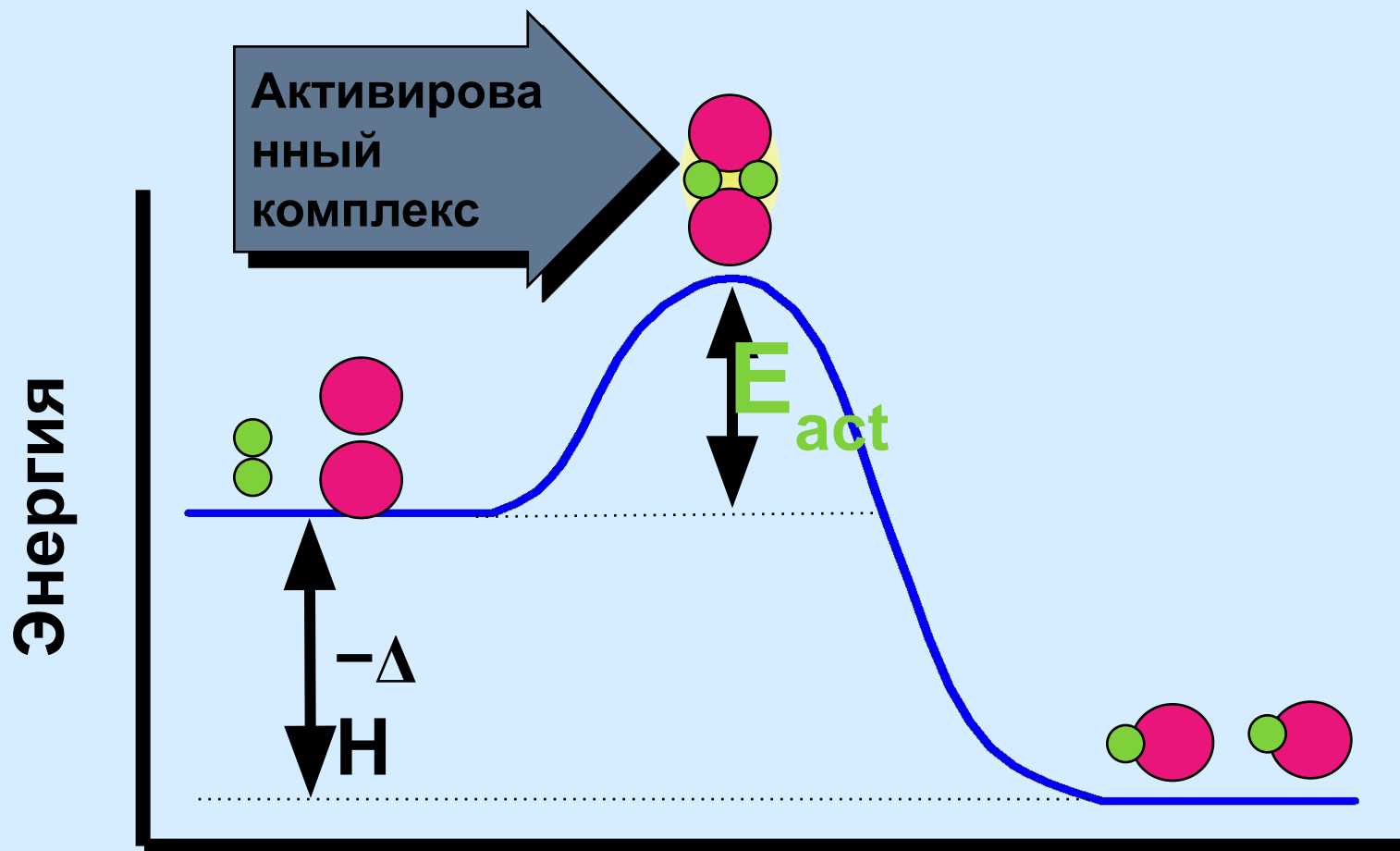
Неэффективная ориентация



Энергетическая диаграмма реакции



Энергетическая диаграмма реакции



Скорость реакции

Для гомогенных реакций:

$$v = \pm \frac{\Delta n(x)}{V \cdot \Delta \tau} = \pm \frac{\Delta C(x)}{\Delta \tau}$$

$$\Delta C = C_2 - C_1 \text{ [моль/л]}$$

$$\Delta \tau = \tau_2 - \tau_1 \text{ [с; мин; ч]}$$

Скорость реакции

Термин “скорость”
в физике

$$V = \frac{S}{t}$$

м/с

Отношение пути ко времени
прохождения пути
(движение равномерное
прямолинейное)



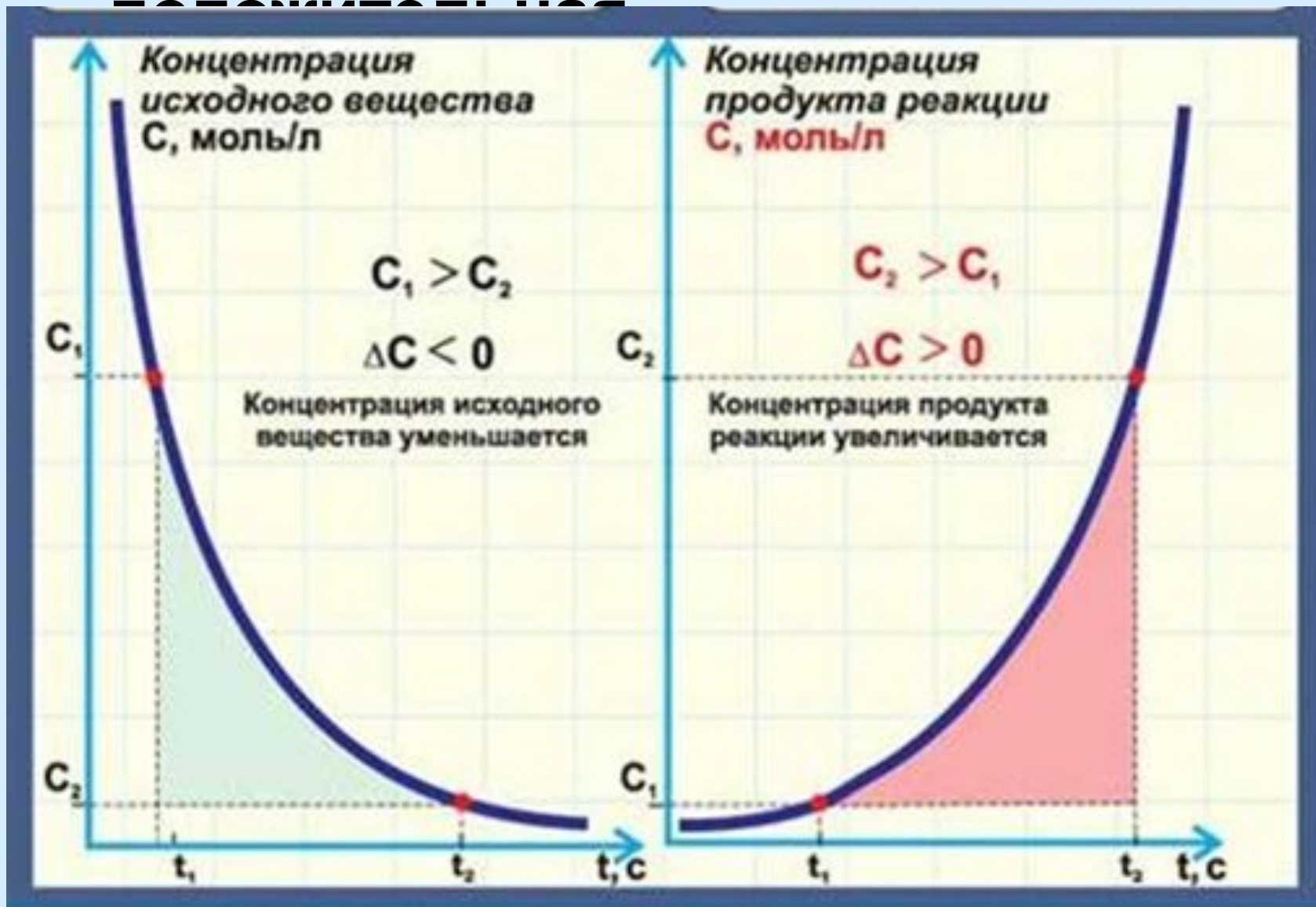
Термин “скорость”
в химии

$$V = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} =$$
$$= \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

моль/л · с

Изменение концентрации
 ΔC исходного вещества
или продукта реакции
за единицу времени

Скорость - величина



Для гетерогенных реакций:

$$V = \pm \frac{\Delta n(x)}{S \cdot \Delta \tau}$$

$$\Delta n = n_2 - n_1 \text{ [МОЛЬ]}$$

$$\Delta \tau = \tau_2 - \tau_1 \text{ [С; МИН; Ч]}$$

$$S - [\text{М}^2]$$

**Скорость химической
реакции зависит от ряда
факторов:**

1) Природы реагирующих веществ

**2) Концентрации
веществ**

3) Давления

**4)
Температуры**

**5) Наличия катализатора или
ингибитора**

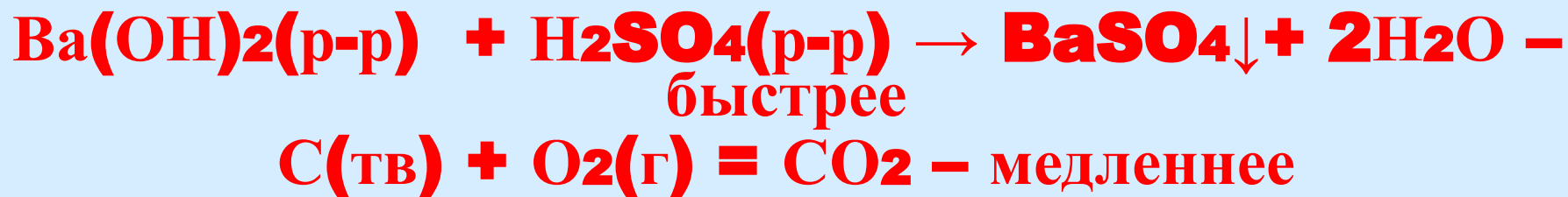
Зависимость скорости от природы веществ

I. Влияние природы реагирующих веществ

рассматривают с разных позиций:

а) Фазовое состояние веществ-реагентов

Гомогенные реакции протекают быстрее гетерогенных:

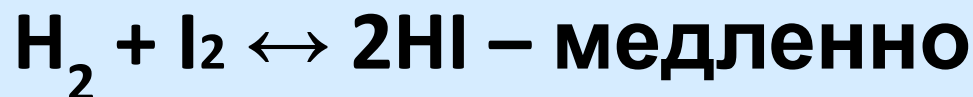
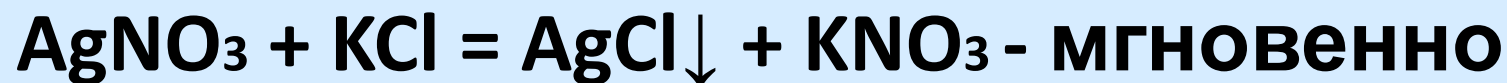


Особенно быстро идет процесс в сторону связывания ионов в нерастворимый, газообразный продукт или слабый электролит при взаимодействии растворов сильных электролитов (реакция нейтрализации, осаждения).



б) Характер связи в реагентах

Быстрее всего протекают реакции между веществами с ионной связью, медленнее – с неполярной ковалентной:



Зависимость скорости от природы веществ

08:55

08:55

02:50

Фотографии

1.

2.

— уксусная кислота
— серническая кислота

V, мл

T, мин

Глицерин Глицерин CuSO₄ 5H₂O

Глицерин H₂O₂ H₂O

Zn H₂SO₄ Глицерин

Обратите внимание на график, зависимость между скоростью реакции и природой реагирующих веществ.

Зависимость скорости от природы веществ

в) Активность металла (строение атома)

Чем активнее металл, тем выше скорость реакции:

$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ – медленнее

$2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2$ – быстрее (калий более активный металл)

Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ

Природа реагирующих веществ



Взрыв



Горение

Тесты

1. С наименьшей скоростью происходит взаимодействие метана с:

1) фтором

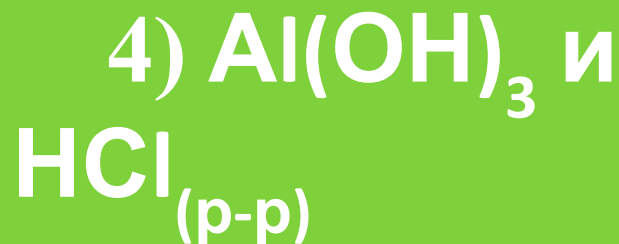
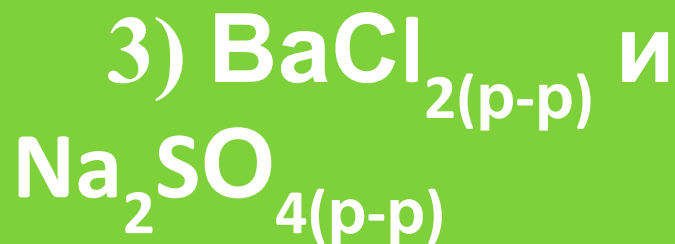
3) бромом

2) иодом

4) хлором

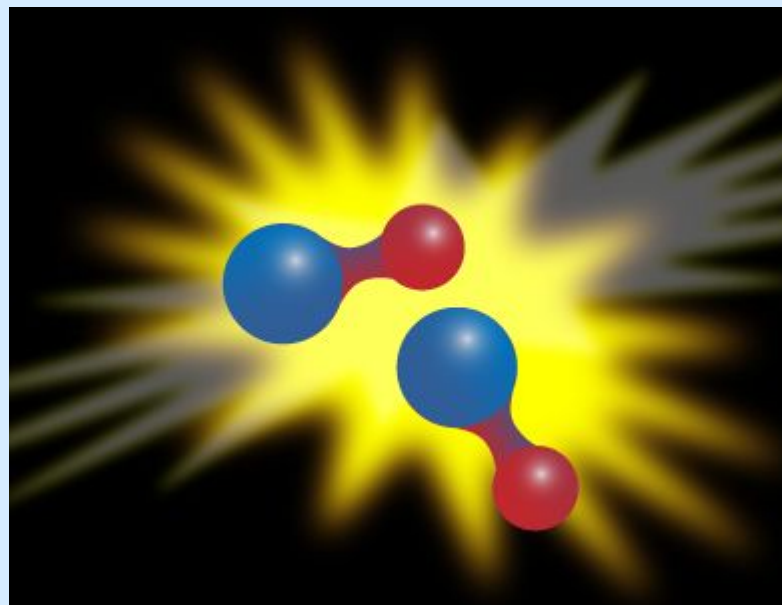
Тесты

2. С наибольшей скоростью при комнатной температуре протекает реакция между:

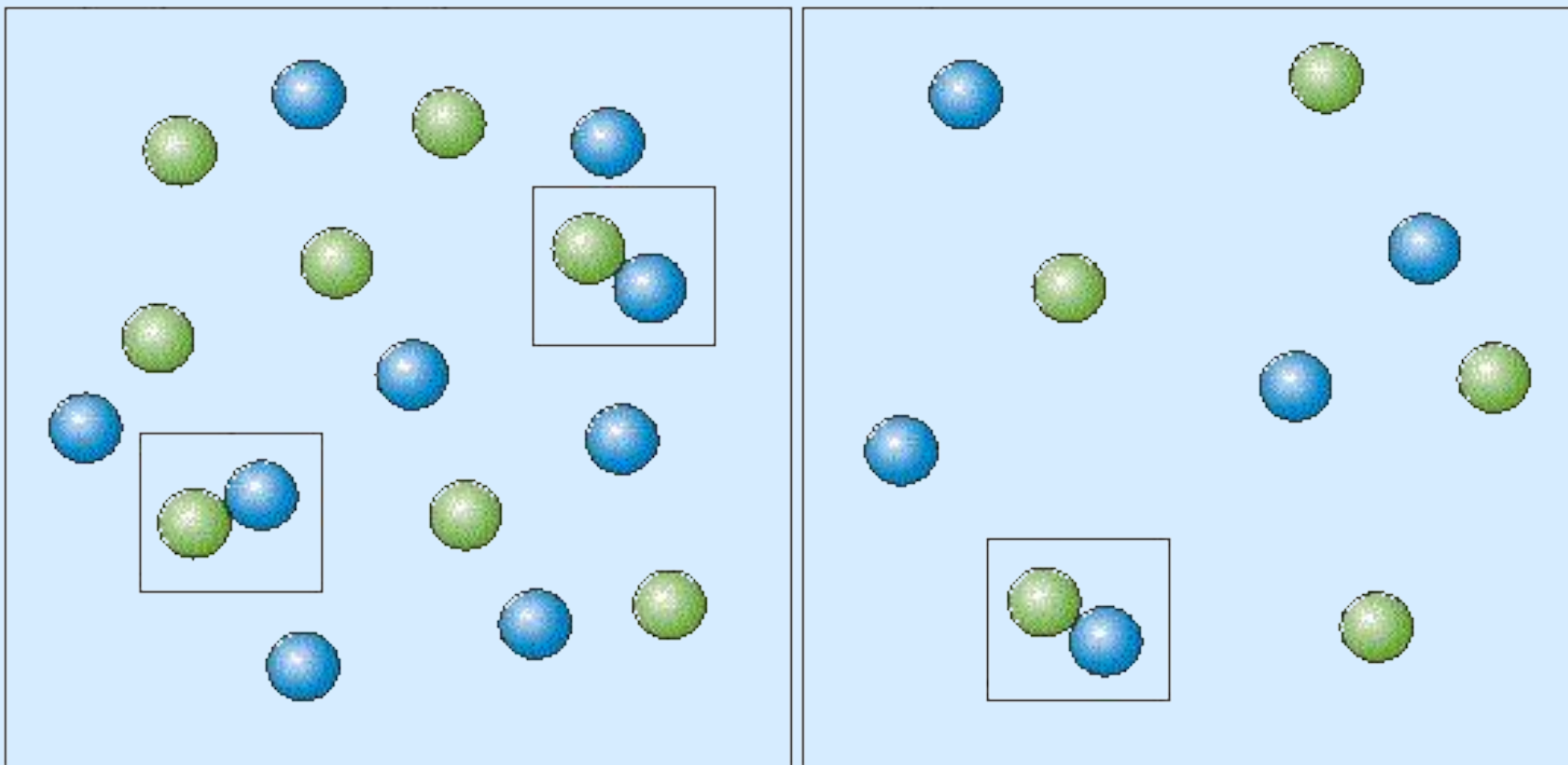


II. Влияние концентрации на скорость реакции

Новые вещества образуются в результате соударения (сталкивания) частиц исходных веществ.



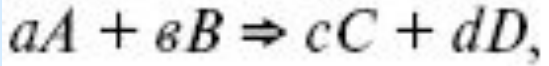
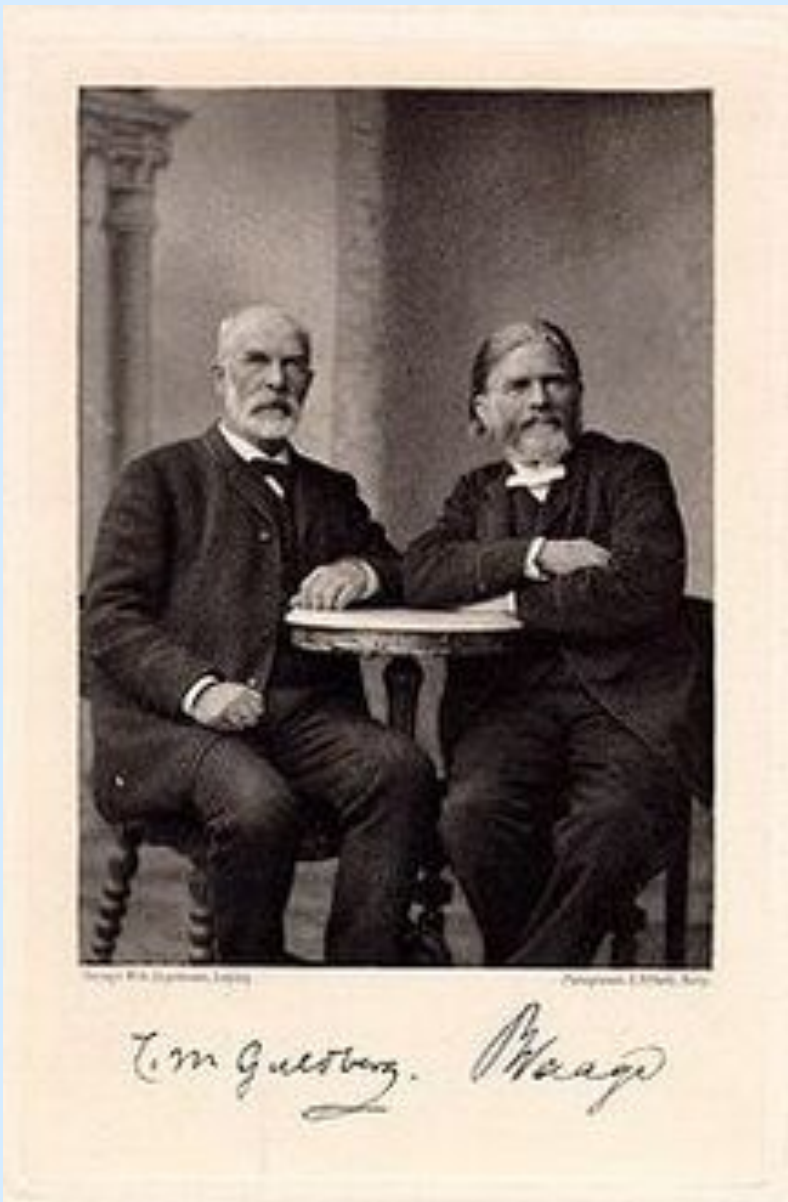
Чем больше исходных частиц в единице объема, то есть чем больше концентрация, тем выше скорость реакции.



Влияние концентрации на скорость реакции

Математически зависимость скорости от концентрации выражается основным законом кинетики - законом действующих масс
(Гульдберг-Ваггер)

При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ, взятых в степени соответствующих стехиометрических коэффициентов.



$$v_{np} = k_1 C_A^a C_B^\epsilon,$$

$$v_{обр} = k_2 C_C^c C_D^d,$$

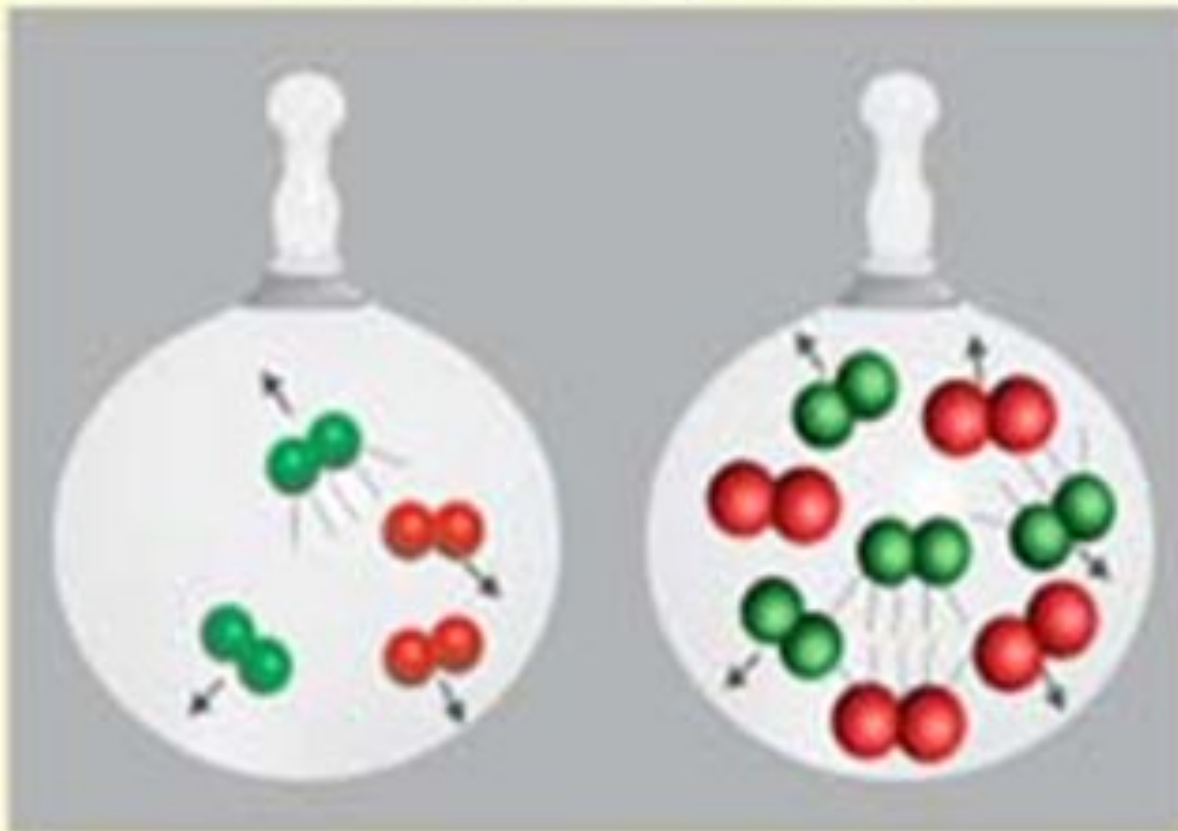
$$K_1 C_A^a C_B^\epsilon = K_2 C_C^c C_D^d,$$

$$K_1 = K_2,$$

Слева направо: Гульдберг, Вааге

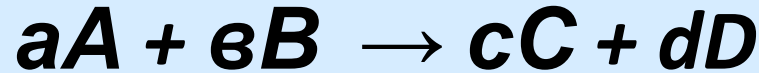
Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов

Концентрация



Частота столкновений частиц

Закон действующих масс



Кинетическое уравнение реакции имеет вид:

$$V = k \cdot C^a(A) \cdot C^b(B)$$

где:

V - скорость реакции;

***K* - константа скорости реакции, зависит от природы реагирующих веществ и температуры;**

***C(A)* и *C(B)*-концентрации реагирующих в-в жидкой и газовой фаз [моль/л].**

Закон действующих масс

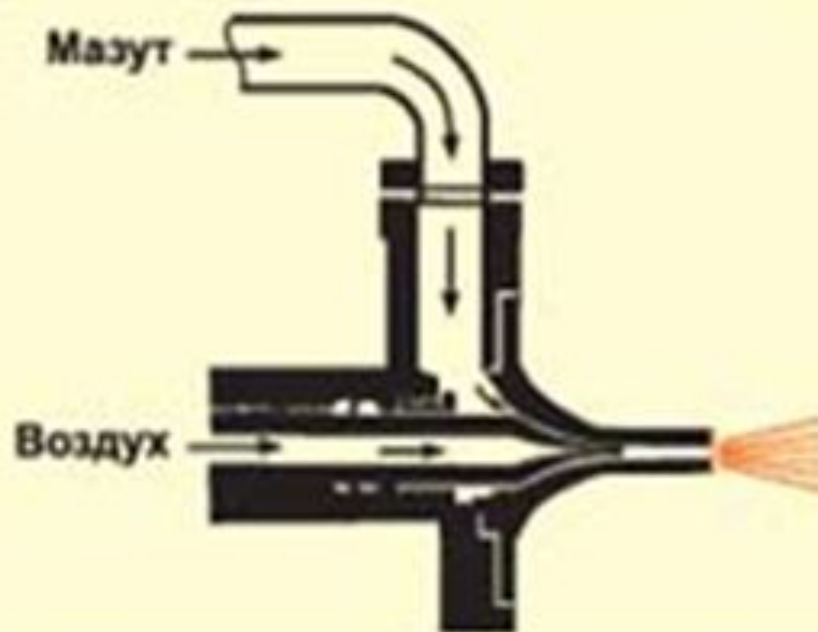
В кинетическом уравнении реакции не учитывается концентрация веществ твердой фазы, т.к. в этом случае реакция идет на ее поверхности.

Чем больше поверхность твердой фазы реагента, тем выше скорость реакции.

Для этого реагенты измельчают.

*Зависимость скорости реакции от площади соприкосновения
реагирующих веществ*

**Площадь соприкосновения
реагирующих веществ**



**Схема действия форсунки
для сжигания мазута**

Тесты

3. Во сколько раз изменится скорость элементарной реакции $2A + B = A_2B$, если концентрацию вещества A уменьшить в 2 раза?

**1) увеличится
в 4 раза**

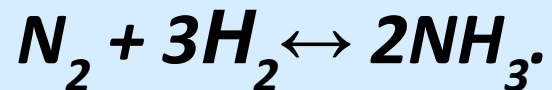
**3) уменьшится
в 4 раза**

**2) уменьшится
в 2 раза**

**4) увеличится
в 2 раза**

Тесты

4. Реакция протекает по уравнению



Как изменится скорость реакции, если концентрацию азота увеличить в 4 раза, а концентрацию водорода — в 2 раза?

1) увеличится
в 8 раз

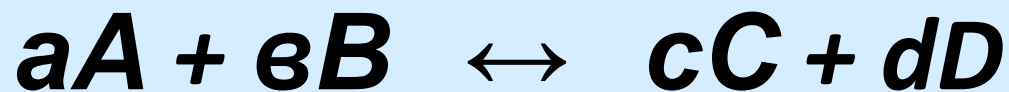
3) уменьшится
в 32 раз

2) уменьшится
в 8 раз

4) увеличится
в 32 раз

Константа равновесия

Запишем кинетические уравнения для обратимой реакции:



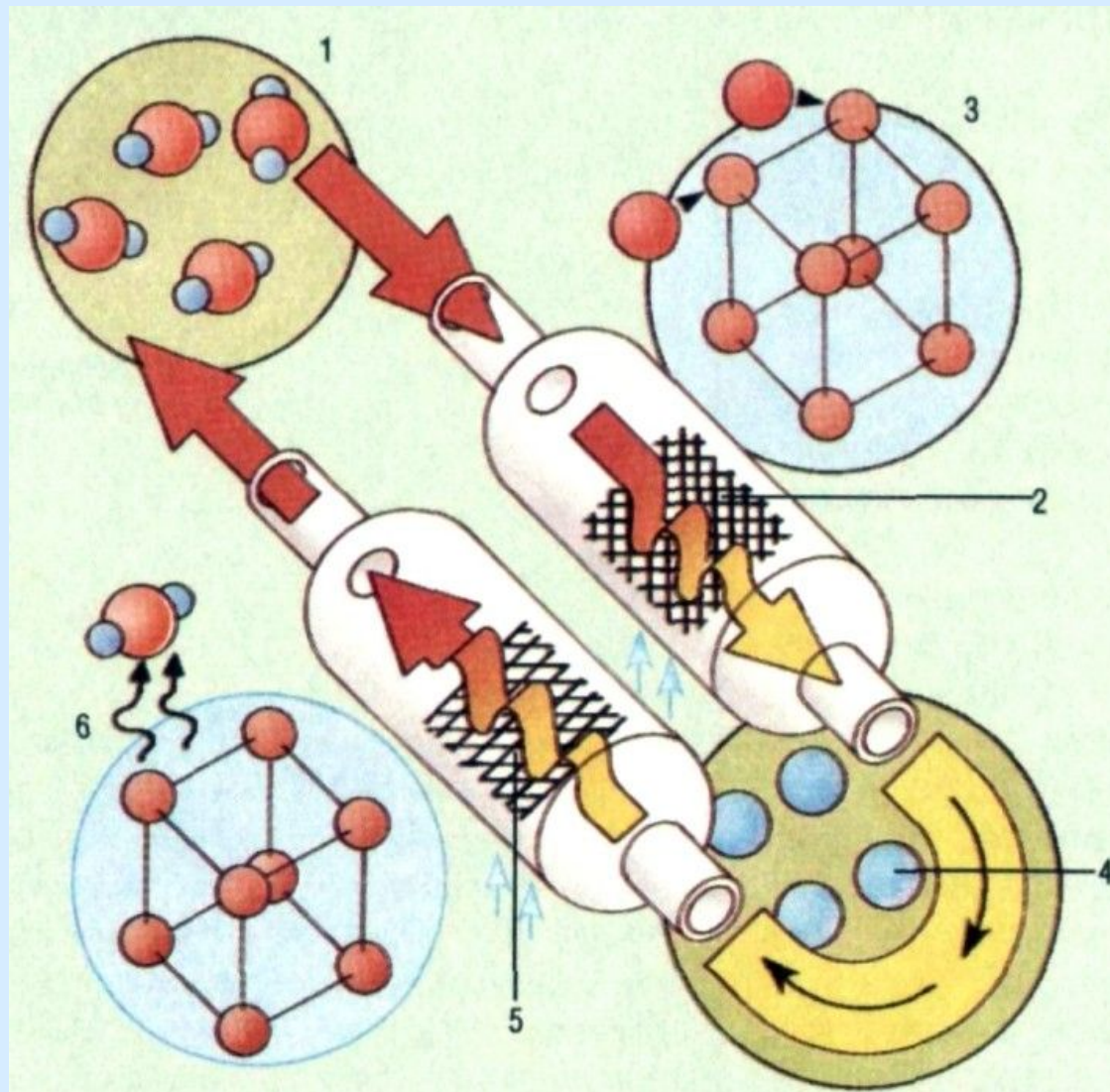
$$V_1 = k_1 C^a(A) \cdot C^b(B)$$

$$V_2 = k_2 C^c(C) \cdot C^d(D)$$

V_1 – скорость прямой реакции

V_2 – скорость обратной реакции

k_1, k_2 – константы скорости реакции



Обратимая реакция

Константа равновесия

В момент равновесия реакции учитываются равновесные концентрации веществ :

$$V_1 = k_1 [A]^a \cdot [B]^b$$

$$V_2 = k_2 [C]^c \cdot [D]^d ,$$

где [] – равновесные концентрации.

В момент равновесия скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции

$$V_1 = V_2$$

Константа равновесия



Отношение констант

$\frac{k_1}{k_2} = K$ - константа равновесия реакции

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

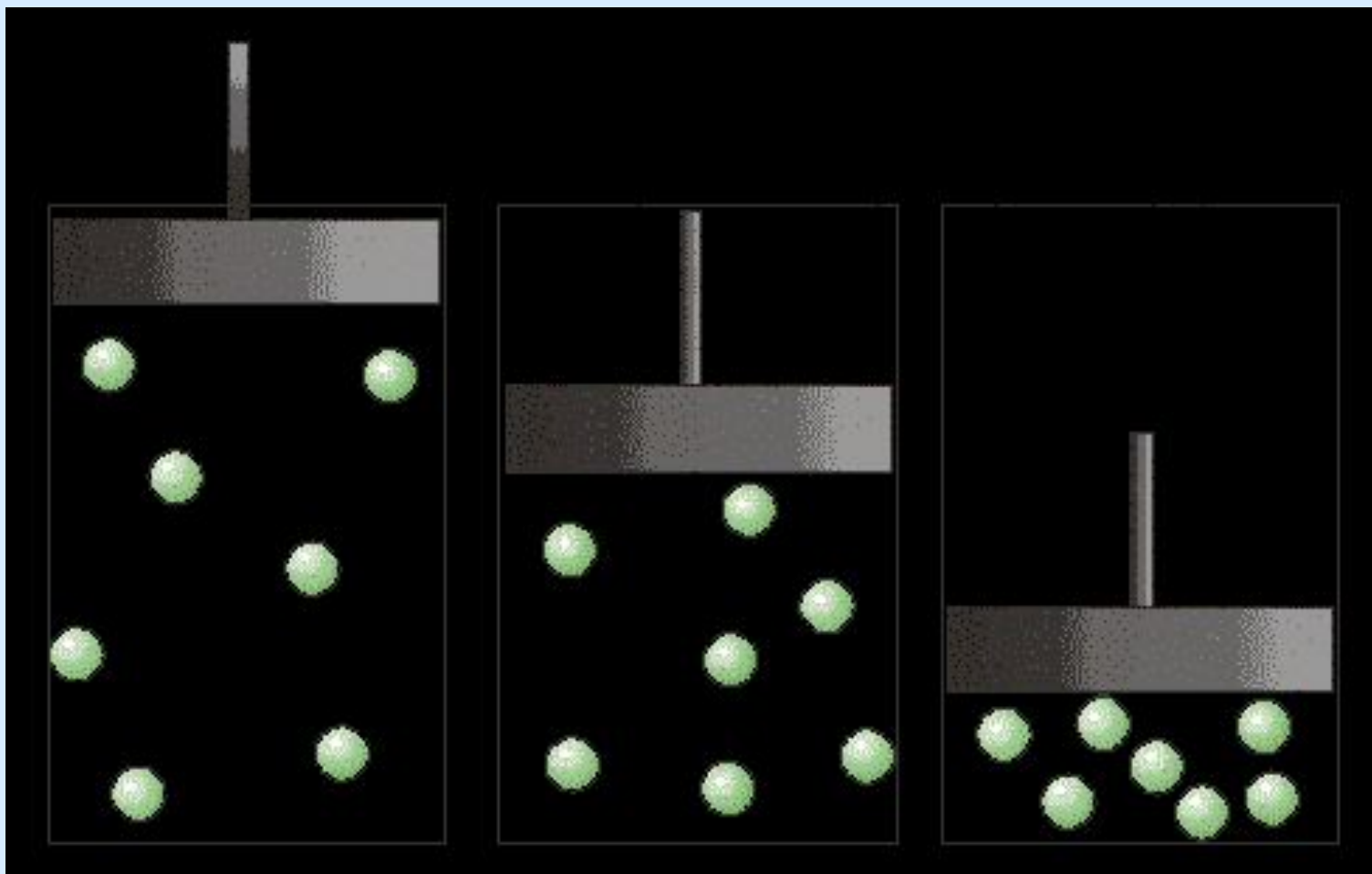
Константа равновесия характеризует состояние химического равновесия данной реакции.

III. Зависимость скорости от давления

Давление практически не влияет на скорость реакции с участием веществ твердых и жидких.

Для газов с увеличением давления возрастает концентрация веществ газовой фазы, а значит увеличивается скорость реакции.

Эта зависимость подчиняется кинетическому уравнению реакции.



Зависимость скорости от давления

IV. Зависимость скорости реакции от температуры

Определяется правилом Вант-Гоффа:

При повышении температуры на каждые 10°C скорость большинства химических реакций возрастает в 2-4 раза.



Зависимость скорости реакции от температуры

Температура

Без нагревания

При нагревании



Изменение при нагревании



Вант-
Гофф

V Сем.

№ 8.

ВѢСТНИКЪ ОПЫТНОЙ ФИЗИКИ

И

ЭЛЕМЕНТАРНОЙ МАТЕМАТИКИ.

№ 416

Содержание: Отношение физической химии къ физикѣ и химіи. Проф. Гоффа. Перев. Г. А. — О вихревыхъ теченияхъ. Проф. Адамс (Адамс). И. Ломма. — Дѣйствіе сырости на разныя металлы. Проф. Г. Вебера. Стихотвореніе для учащихся, №№ 749—754 (4 сер.). — Рѣшеніе задачи, №№ 644, 7. — Объявленія.

Отношеніе физической химіи къ физикѣ и химіи.

Проф. Вант-Гоффа.

Перевод Г. А.

(Читано на международномъ конгрессѣ науки и искусства).

Согласно намѣченному плану я хотѣю въ виду рассмотреть принципы и основныя понятія, которыя связываютъ физическую химию со смежными отраслями знанія, и при этомъ сдѣлать краткій обзоръ развитія этой науки.

Начнемъ съ опредѣленія: физическую химию я опредѣляю науку, ставящую себѣ цѣлью разработку химіи путемъ приложенія къ ней данныхъ физики. Исходя изъ этого опредѣленія, я ограничусь рассмотрѣніемъ отношеній физической химіи къ двумъ наукамъ, которыя она объединяетъ: къ химіи и физикѣ.

Чтобы остаться вѣрными цѣлямъ настоящаго заведенія, я хотѣю обратить ваше вниманіе лишь на самыя общія идеи, и для этого я еще болѣе ограничу матеріалъ и обозначу лишь два пункта, соответствующе двумъ основнымъ вопросамъ химіи:

- 1) чего достигла физическая химія въ вопросахъ о веществахъ?
 - 2) что сдѣлано въ физической химіи по вопросу о продуктахъ?
- Нѣсколькоюющая маленькая табличка поможетъ вамъ полу-

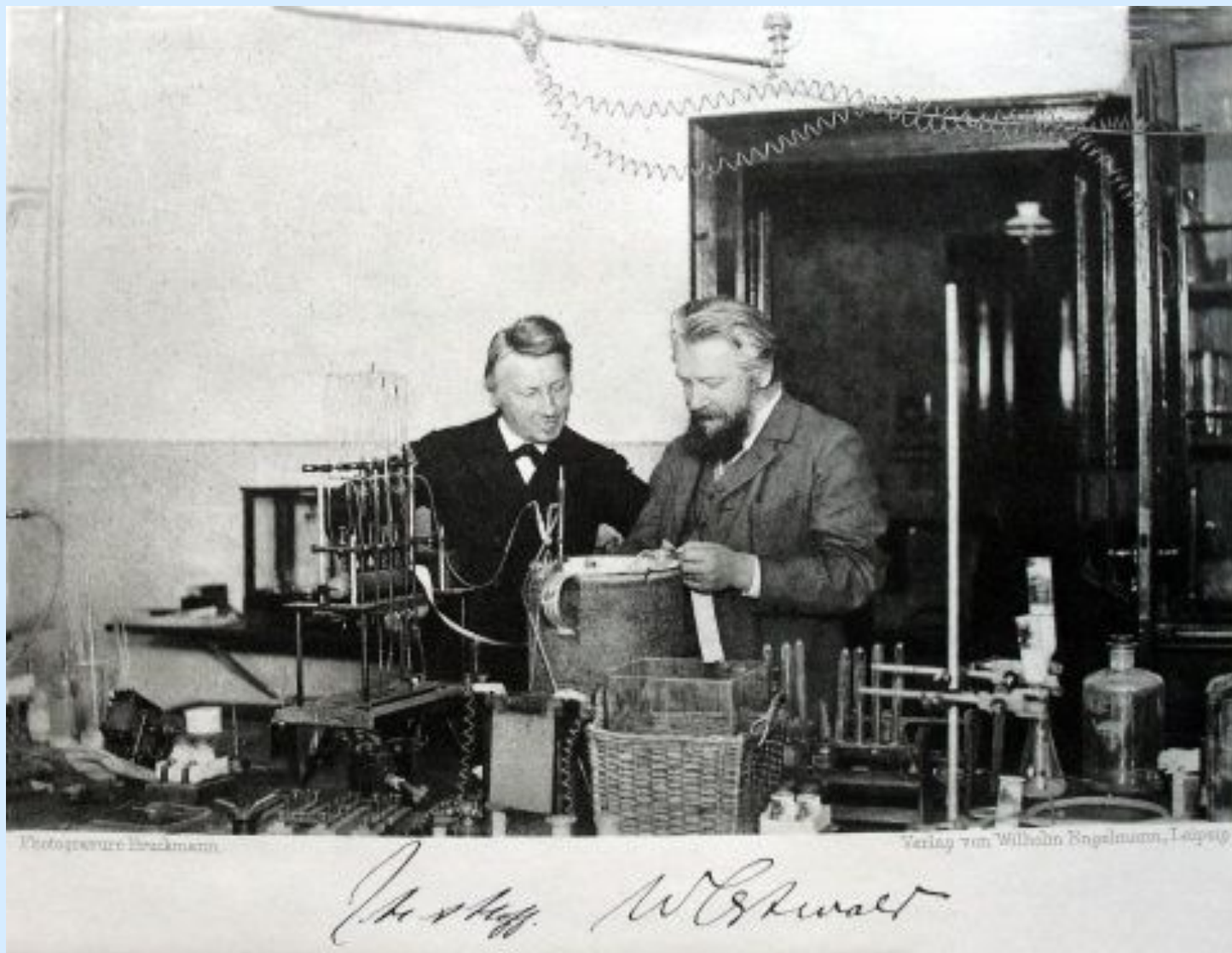
Зависимость скорости реакции от температуры

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

V_{t_1} и V_{t_2} — скорости реакций при начальной (t_1) и конечной (t_2) температуре;

γ — коэффициент скорости реакции, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10°C .



Справа: Вант-Гофф

Тесты

5. При увеличении температуры от 10 до 30°C скорость реакции, температурный коэффициент которой равен 3:

**1) увеличится
в 3 раза**

**3) уменьшится
в 9 раз**

**2) уменьшится
в 3 раза**

**4) увеличится
в 9 раз**

V. Влияние катализатора на скорость химической реакции

Катализаторы - специфические вещества, которые влияют на скорость реакции, участвуют в реакции, но к концу реакции качественно и количественно сохраняются.

Катализ - явление изменения скорости реакции в присутствии подобных веществ.

Влияние катализатора на скорость реакции

Катализ



Положительный катализ -
увеличение
скорости
реакции в
присутствии
катализатора.

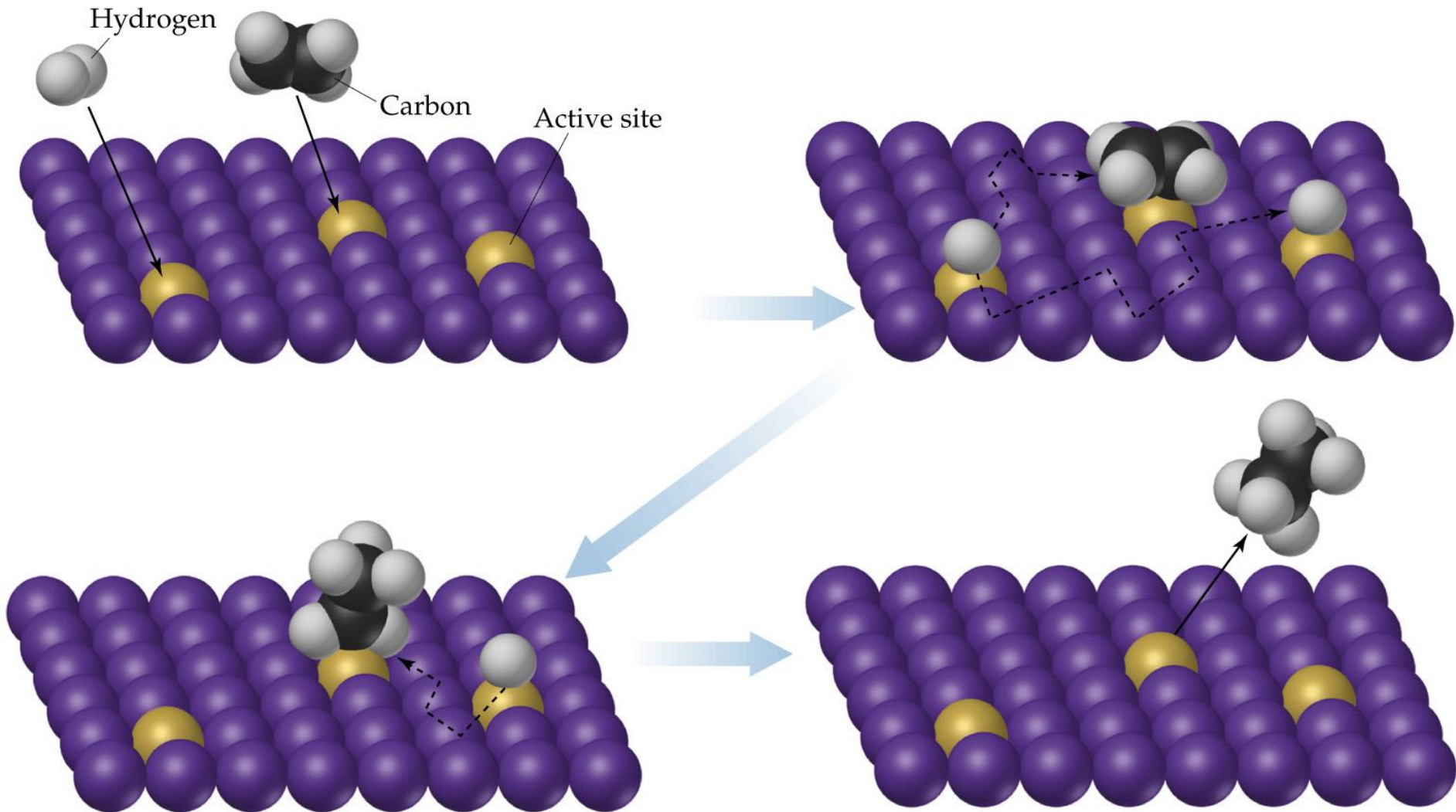
Отрицательный катализ -
снижение
скорости
реакции в
присутствии
ингибитора.

Катализ (по фазовому состоянию)

Гомогенный катализ - реакция протекает во всём объёме системы. При этом катализатор и реагенты находятся в одной фазе.

Гетерогенный катализ - реакция протекает на поверхности твёрдого катализатора. При этом катализатор и реагирующие вещества находятся в разных фазах.

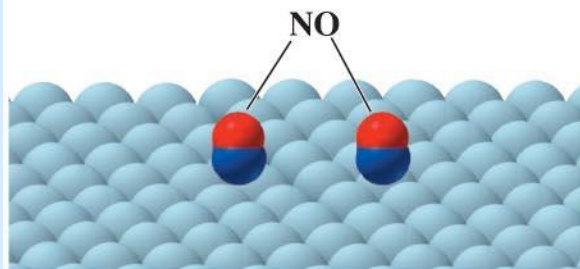
Гетерогенный катализ



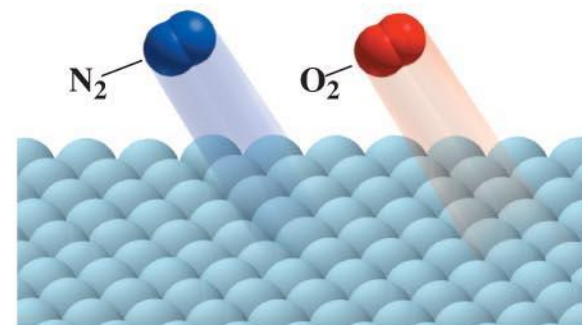
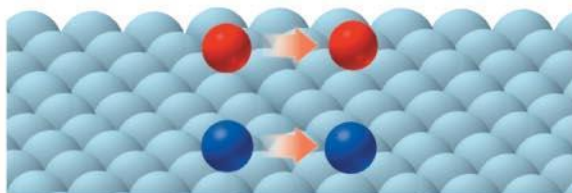
Гетерогенный катализ



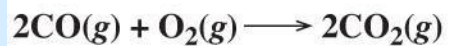
NO absorbed on catalyst



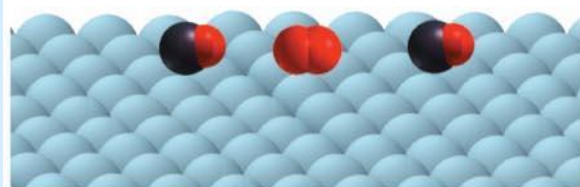
NO dissociates



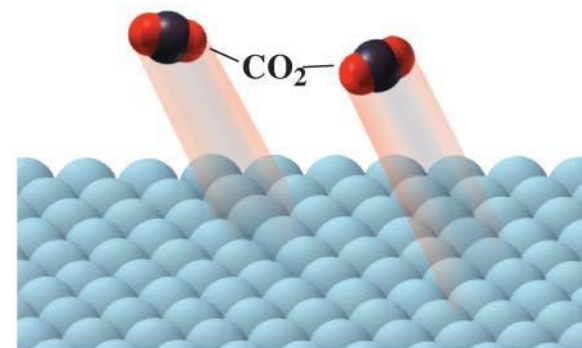
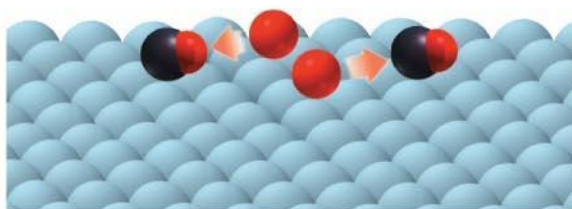
Surface of metal (Pt, Pd) catalyst



CO and O₂ absorbed on catalyst



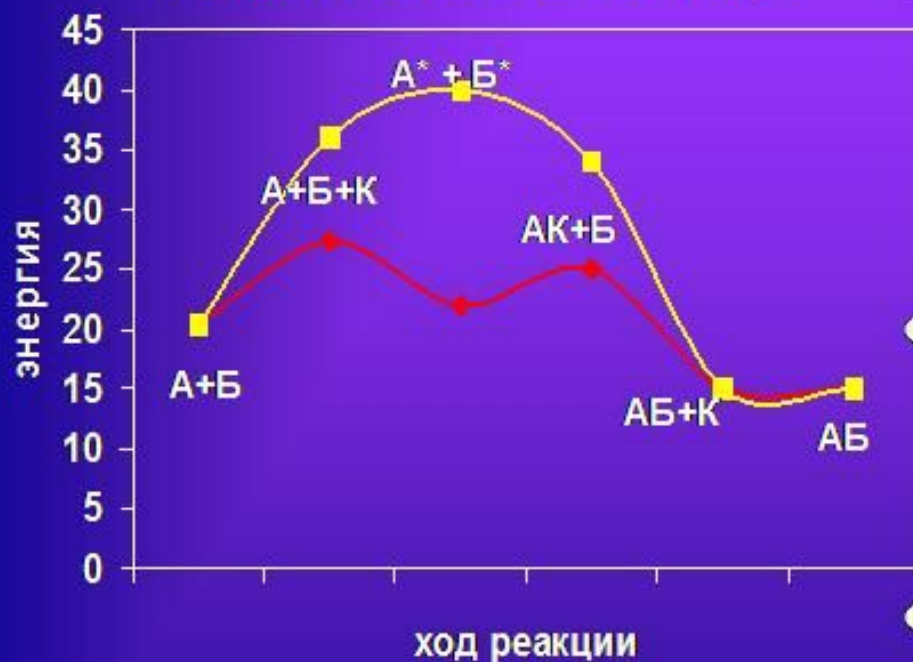
O₂ dissociates



Surface of metal (Pt, Pd) catalyst

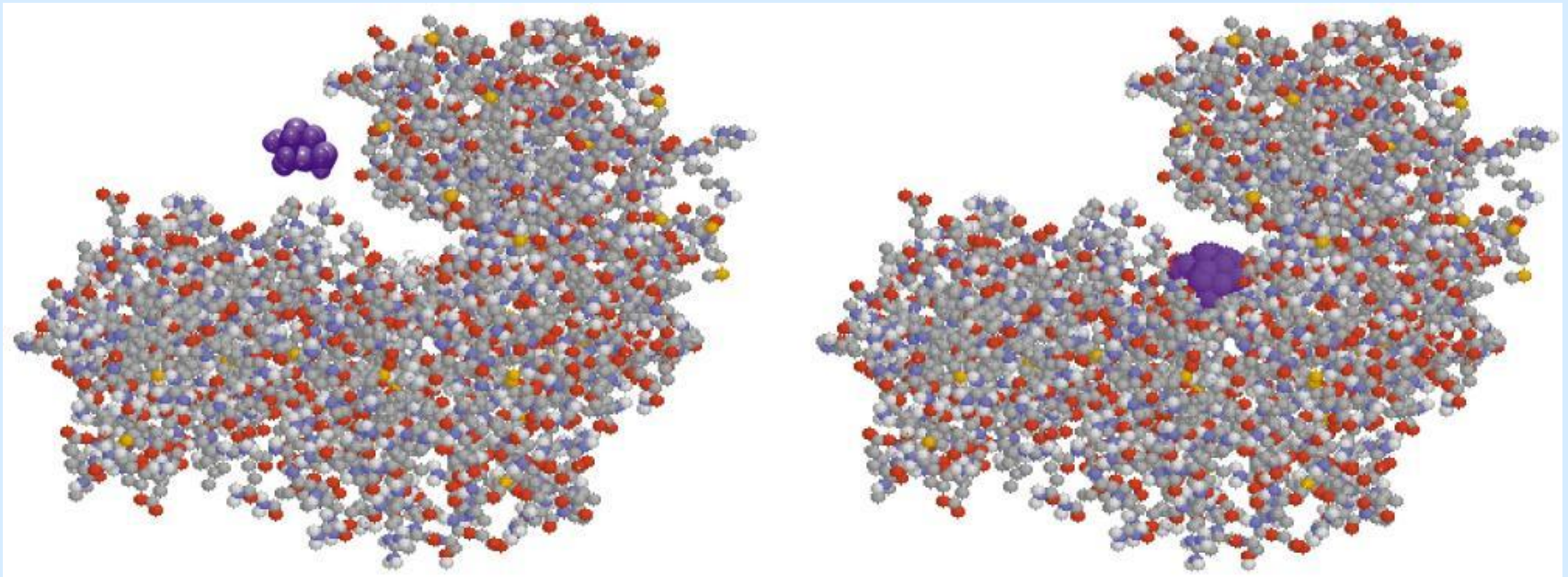
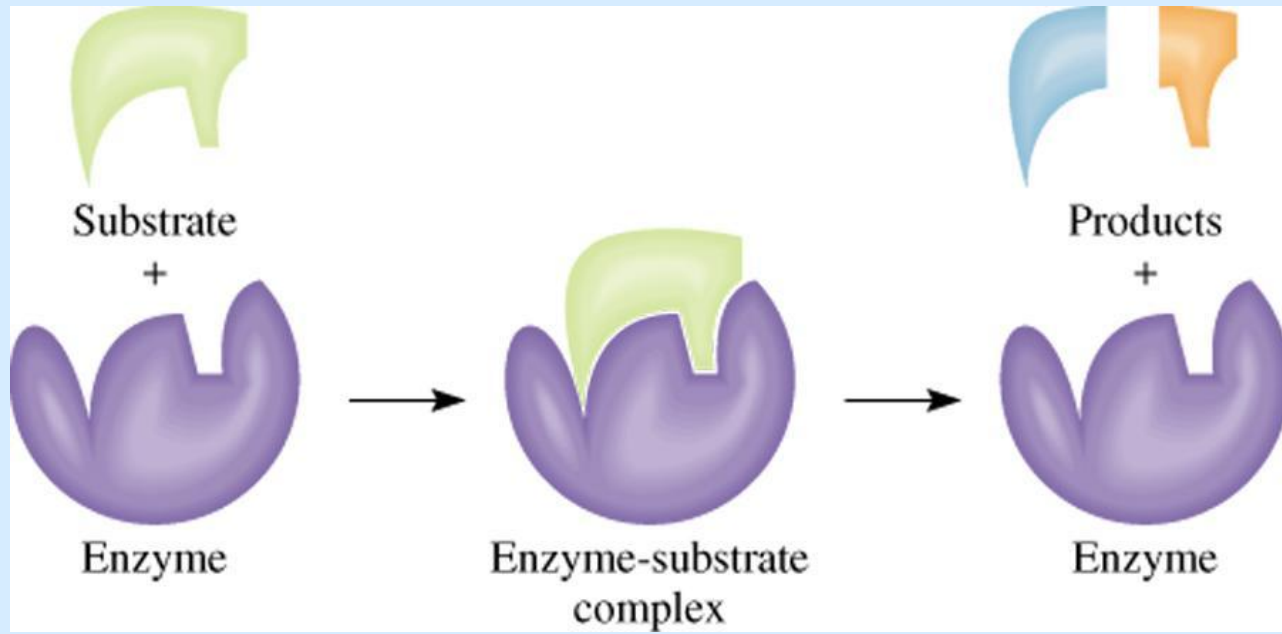
Энергетическая диаграмма реакции

с участием катализатора



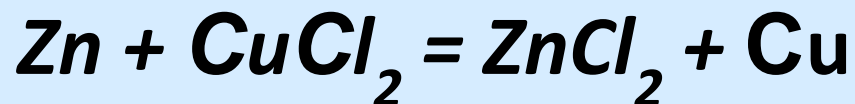
- Катализатор ускоряет реакцию, понижая энергию активации исходных веществ.
- Катализатор не входит в состав продуктов реакции
- Катализатор обладает избирательностью

Ферментативный катализ



Тесты

6. На скорость химической реакции



не оказывает влияния увеличение:

1) площади
поверхности
соприкоснове
ния реагирующ
их веществ

3)
концентрации
 CuCl_2 в растворе

2) температуры

4) давления

Тесты

7. Уменьшение скорости синтеза аммиака произойдет, если:

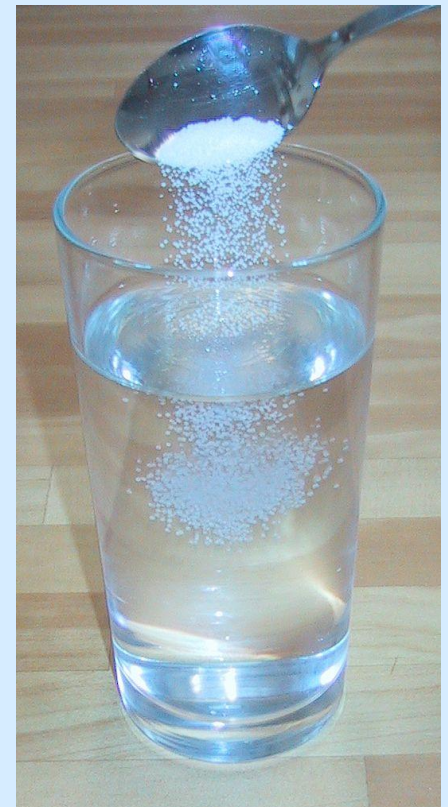
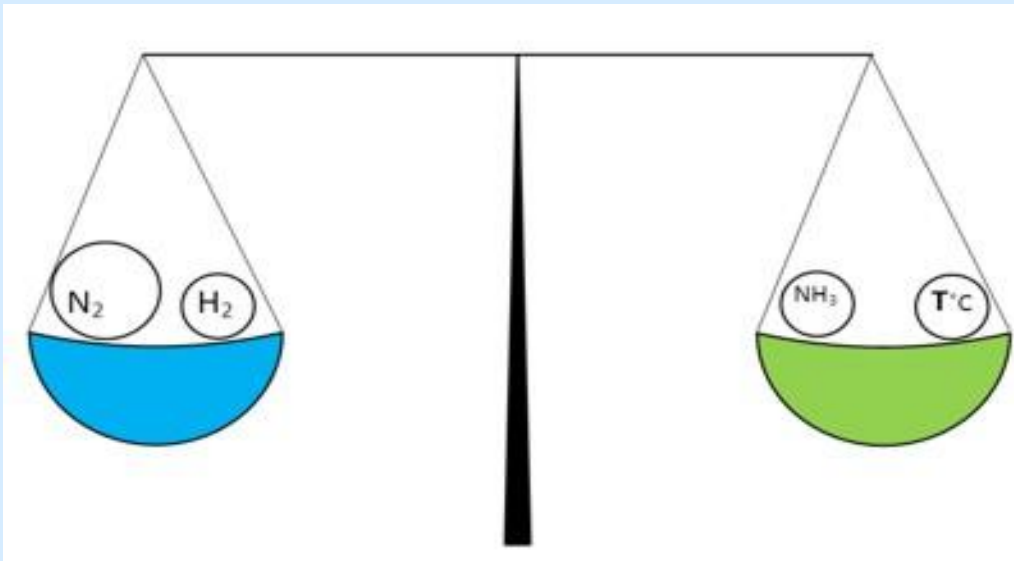
**1) увеличить
концентрацию
азота**

**3)
использовать
катализатор**

**2) уменьшить
температуру**

**4) увеличить
давление**

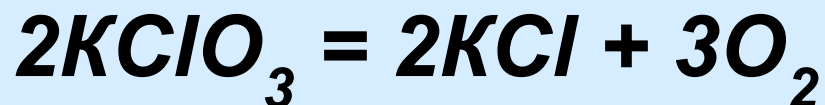
Химическое равновесие. Смещение
химического равновесия.
Принцип Ле-Шателье



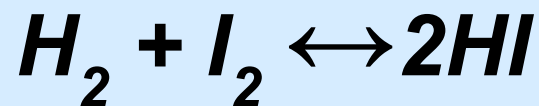
Химические реакции можно разделить на две группы: необратимые и обратимые.

Необратимые реакции идут только в одном направлении и завершаются полным превращением исходных веществ в конечные продукты.

Например,

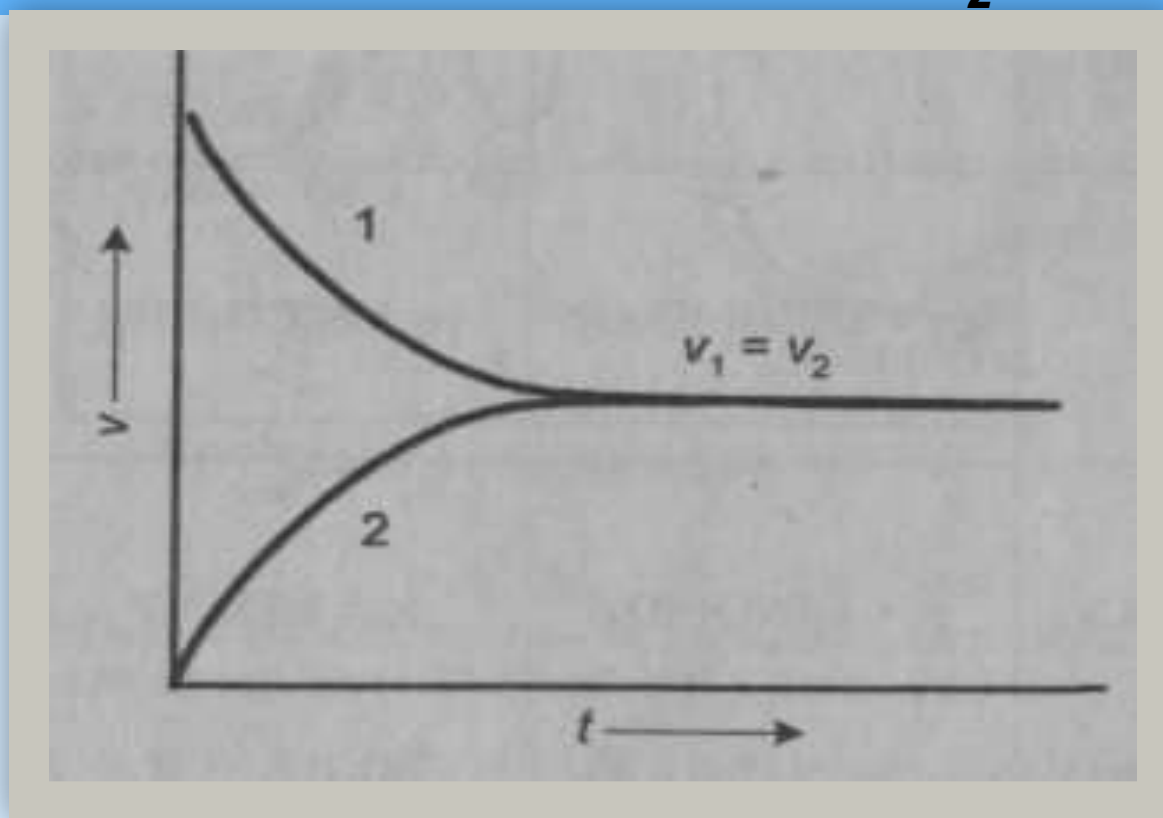


Обратимые реакции одновременно протекают в двух взаимно противоположных направлениях. Например,



Химическое равновесие

Химическое равновесие — это состояние системы, при котором скорость прямой реакции v_1 равна скорости обратной реакции v_2



*Переход системы из одного
равновесного состояния в другое
называют смещением, или
сдвигом положения равновесия.*

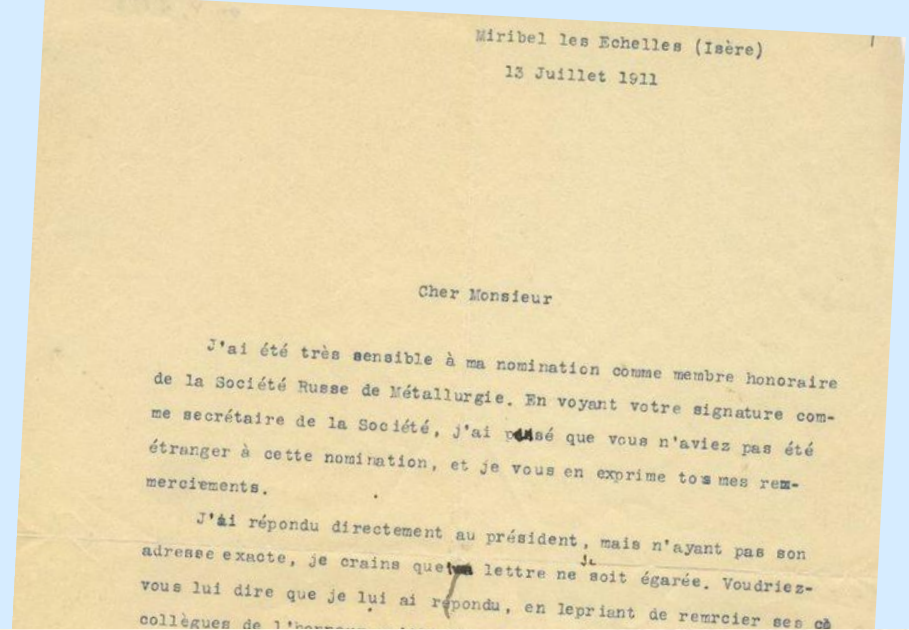


Направление сдвига химического равновесия в результате изменения внешних условий определяется принципом подвижного равновесия, или принципом Ле-Шателье, Брауна:

Если на систему, находящуюся в равновесии, производится какое-либо внешнее воздействие (изменяются концентрация, температура, давление), то это воздействие благоприятствует протеканию той из двух противоположных реакций, которая ослабляет произведенное воздействие.



Анри Луи Ле
Шателье
(1850-1936).
Французский
физико-химик



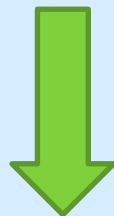
Фердинанд Браун (1850—1918);
физик, лауреат Нобелевской премии
по физике 1909 г.



Факторы, влияющие на смещение химического равновесия:



**концентрация
реагентов**

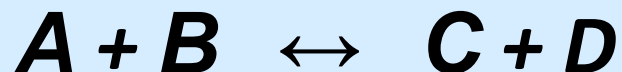


температура



давление

I. Влияние изменения концентрации веществ на смещение химического равновесия



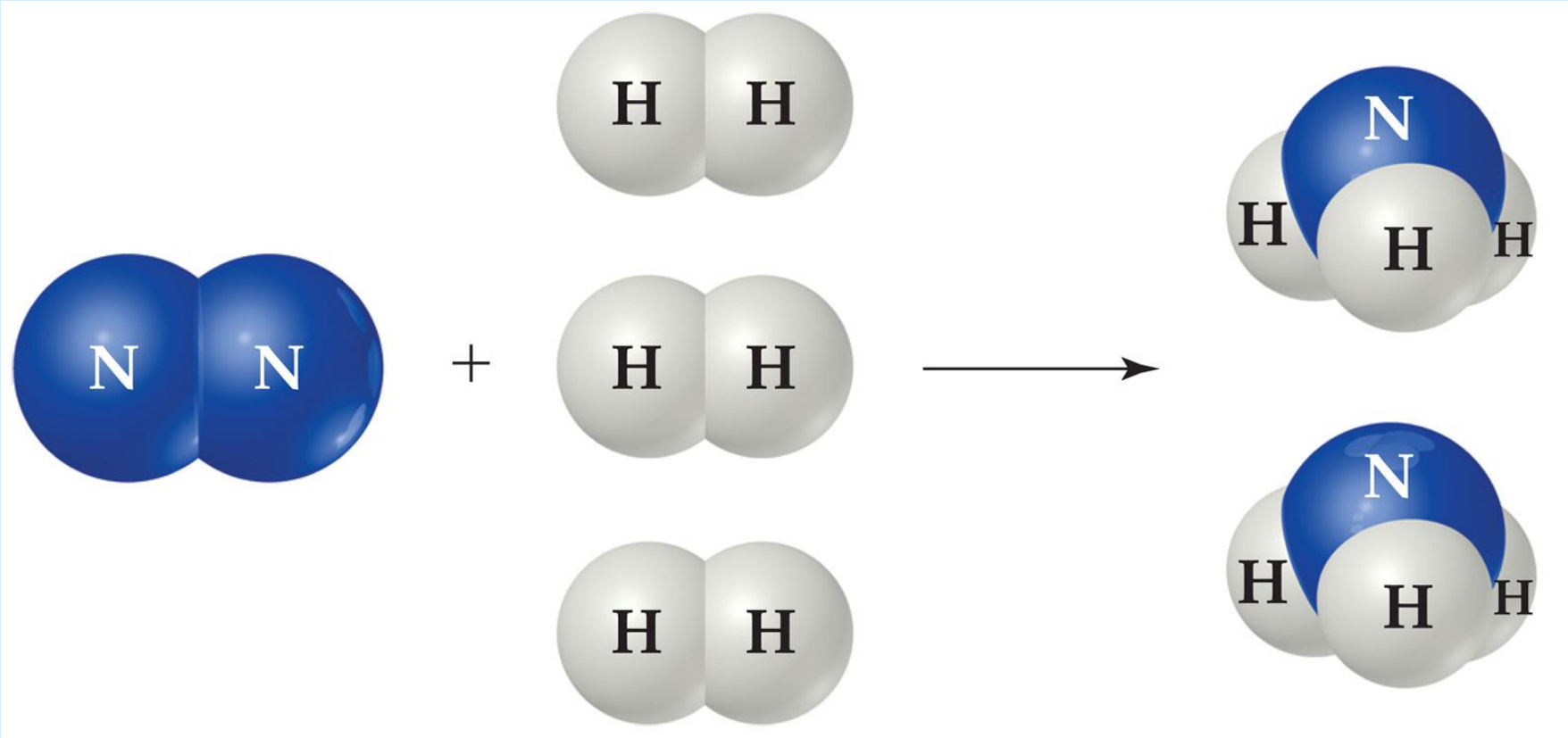
а) Увеличение концентрации исходных веществ или уменьшение концентрации продуктов смещает равновесие

вправо → $[A]↑; [B]↑; [C]↓; [D]↓$

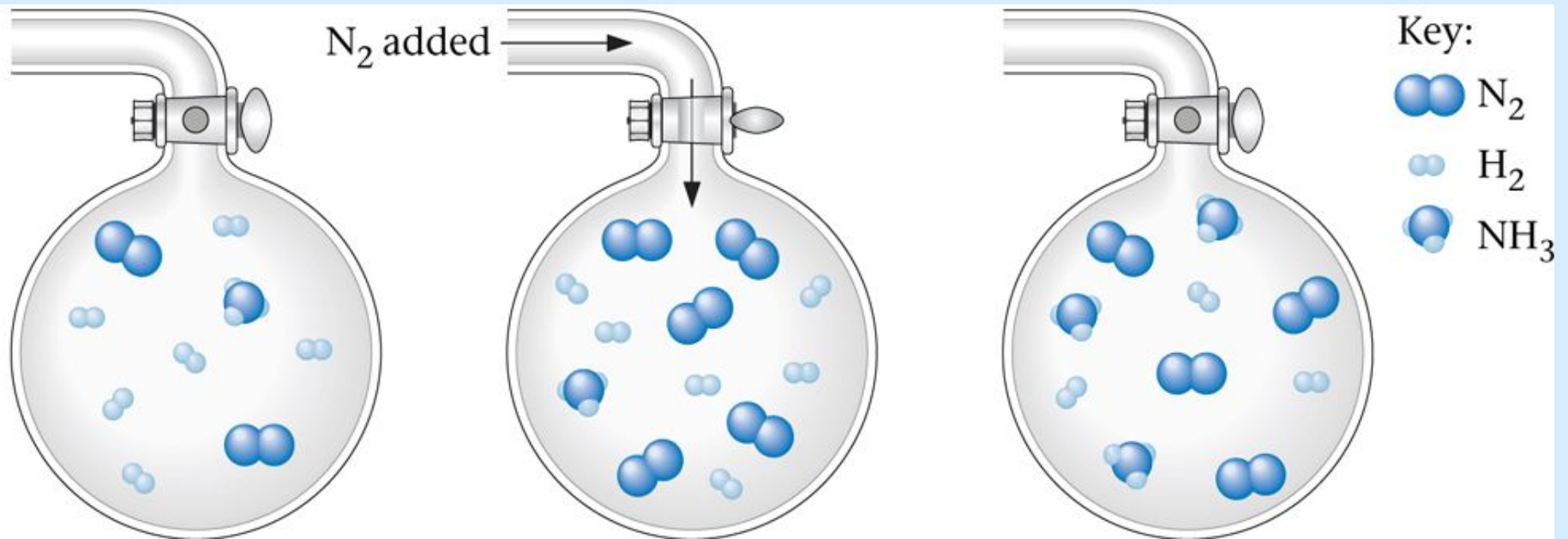
б) Увеличение концентрации продуктов реакции или уменьшении концентрации исходных веществ смещает равновесие влево ← $[C]↑; [D]↑; [A]↓; [B]↓$

При этом не учитывают вещества в

Пример: Реакция синтеза аммиака



Повышение концентрации азота увеличивает концентрацию аммиака

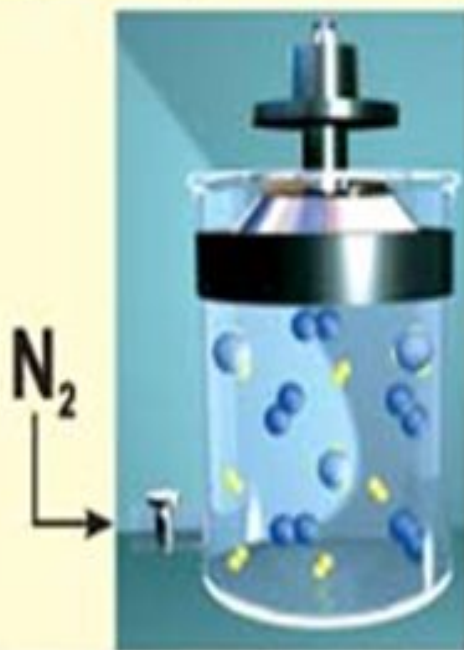


Концентрация С



Увеличение $[\text{N}_2 \text{ и } \text{H}_2]$

$$V_{\text{пр}} > V_{\text{обр}} \rightarrow$$



Увеличение $[\text{NH}_3]$

$$\leftarrow V_{\text{пр}} < V_{\text{обр}}$$

II. Влияние изменения температуры на смещение химического равновесия

Анализ производится с учетом теплового эффекта реакции (Q)

а) Повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции ($-Q$)

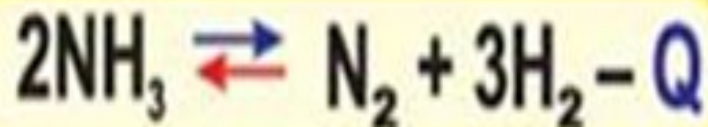
б) Понижение температуры – в сторону экзотермической ($+Q$)

Смещение химического равновесия

Температура T



$+Q$ – экзотермический процесс



$-Q$ – эндотермический процесс

При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермического процесса

III. Влияние давления на химическое равновесие

Имеет место только в случае участия в реакции газообразных

веществ

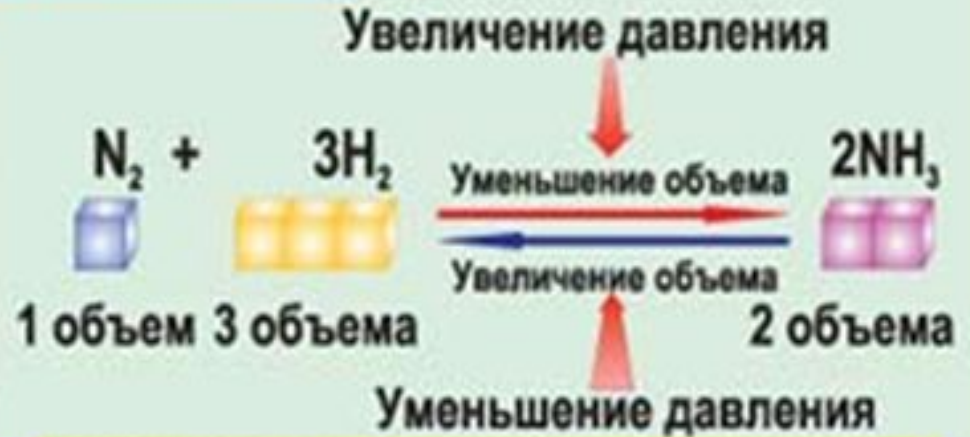
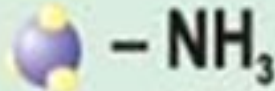
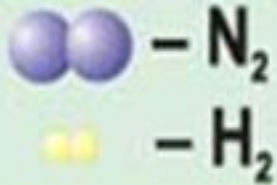
а) Увеличения давления смещает равновесие в сторону меньшего числа частиц газа (меньшего объема системы)

б) Уменьшение давления смещает равновесие в сторону большего числа частиц газа (большего объема системы)

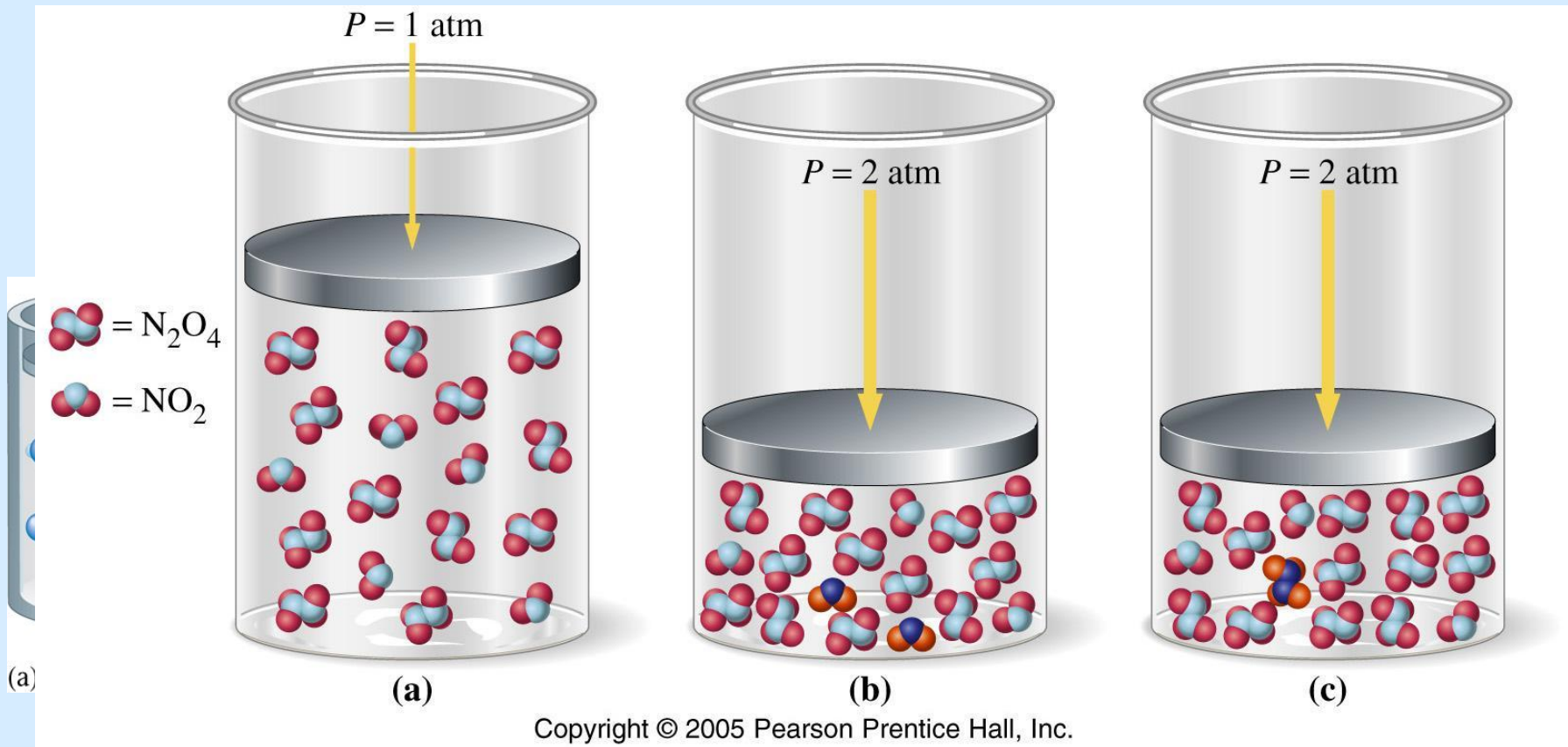
в) В случае равного числа частиц газа слева и справа давление не оказывает влияния на смещение равновесия.

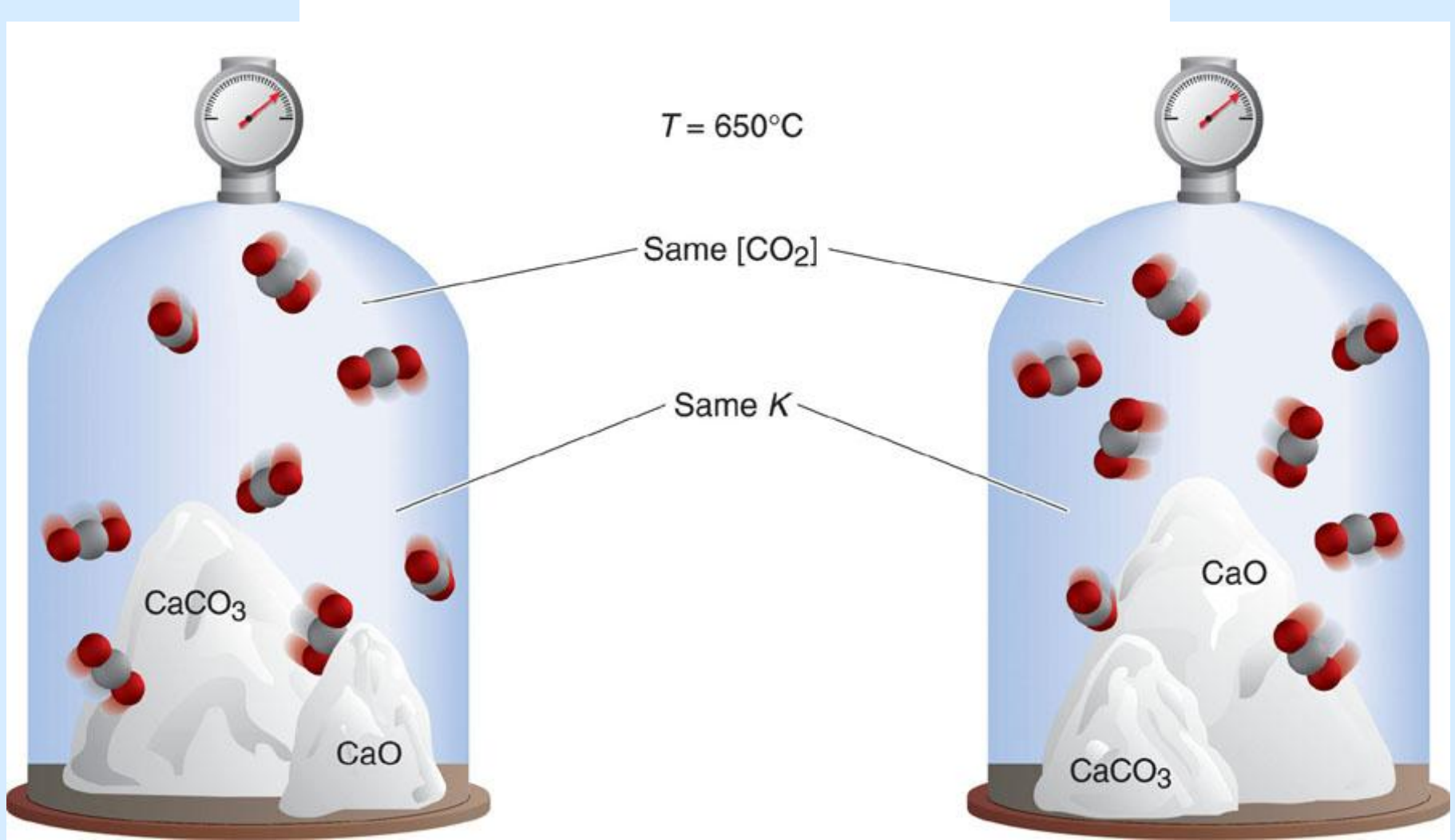
Смещение химического равновесия

Давление P



Повышение давления (P) смещает равновесие в сторону процесса, протекающего с уменьшением объема и числа молекул



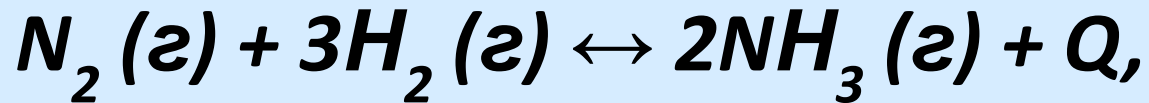


IV. Влияние катализатора на химическое равновесие



Катализатор одновременно равно увеличивает скорость прямой и обратной реакций и не влияет на смещение химического равновесия.

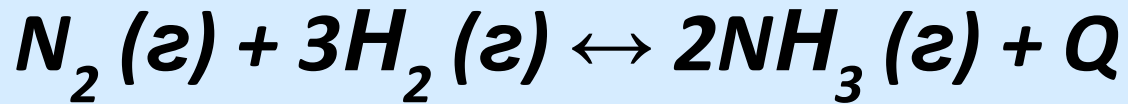
Например: Чтобы сместить равновесие вправо в реакции синтеза аммиака:



т.е. увеличить выход аммиака необходимо:

- 1) Повысить концентрацию N_2 и H_2 ;**
- 2) Понизить концентрацию NH_3 – отводить продукт из сферы реакции.**
- 3) Понизить температуру, т.к. прямая реакция экзотермическая + Q**
- 4) Повысить давление, т.к. в ходе**

Смещение химического равновесия



Чтобы сместить равновесие влево необходимо:

- 1) Понизить концентрацию N_2 и H_2
- 2) Повысить концентрацию NH_3
- 3) Повысить температуру, т.к. обратная реакция эндотермическая $-Q$
- 4) Понизить давление, т.к. в ходе обратного процесса увеличивается объем системы.

Тесты

1. При комнатной температуре с наибольшей скоростью происходит химическая реакция между водой и:

1) барием

3) медью

2) цинком

4) кальцием

Тесты

2. С наибольшей скоростью с кислородом при комнатной температуре реагирует:

1) Sn

3) Ca

2) Al

4) Mn

Тесты

3. Самая высокая скорость реакции разбавленной серной кислоты с

1) магнием

3) медью

2) цинком

4) железом

Тесты

4. Какой из факторов не оказывает влияния на скорость химической реакции в растворах?

1) концентрация веществ

3) использование ингибитора

2) использование катализатора

4) объем реакционного сосуда

Тесты

5. Самая высокая скорость реакции разбавленной серной кислоты с:

1) магнием

3) медью

2) цинком

4) железом

Тесты

6. При комнатной температуре с наибольшей скоростью протекает реакция между:

1) Zn и HCl (1 %-ный раствор)

3) Zn и HCl (10 %-ный раствор)

2) Zn и HCl (30 %-ный раствор)

4) $ZnCl_2$ (раствор) и $AgNO_3$ (раствор)

Тесты

7. Взаимодействие какой пары веществ будет протекать с большей скоростью:

1) Pb и HCl

3) Zn и HCl

2) Fe и HCl

4) Mg и HCl

8. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ в наибольшей мере справедлива для реакций, протекающих:

1) между твердыми веществами

2) между растворами веществ

3) между растворами веществ и твердыми веществами

4) между газами и твердыми веществами

Тесты

9. На скорость химической реакции



не влияет изменение:

1) концентрации аммиака	3) Концентрации водорода
2) давления	4) температуры

Тесты

10. При увеличении температуры на каждые 10° скорость большинства реакций:

**1) увеличивается
в 2—4 раза**

**3)
увеличивается в
10 раз**

**2)
увеличивается в
100 раз**

**4) не
изменяется**

Тесты

11. Если температурный коэффициент химической реакции равен 2, тогда при повышении температуры от 20°C до 50°C скорость реакции:

**1) увеличивается
в 8 раз**

**3)
уменьшается в 2
раза**

**2) уменьшается
в 4 раза**

**4)
увеличивается в
6 раз**

Тесты

12. На скорость химической реакции между раствором серной кислоты и железом не оказывает влияния:

**1)
концентрация
кислоты**

**3) измельчение
железа**

**2) температура
реакции**

**4) увеличение
давления**

Тесты

13. С наименьшей скоростью протекает реакция между:

1) железным гвоздем и 4 %-ным раствором CuSO_4

3) железной стружкой и 4 %-ным раствором CuSO_4

2) железным гвоздем и 10 %-ным раствором CuSO_4

4) железной стружкой и 10 %-ным раствором CuSO_4

14. Как повлияет на скорость элементарной реакции $A + B = AB$ увеличение концентрации вещества A в 3 раза?

1) скорость увеличится в 3 раза

3) скорость уменьшится в 9 раз

2) скорость уменьшится в 3 раза

4) скорость не изменится

Тесты

15. Согласно термохимическому уравнению



при образовании 1 моль NO_2 :

**1) выделяется
113,7 кДж
теплоты**

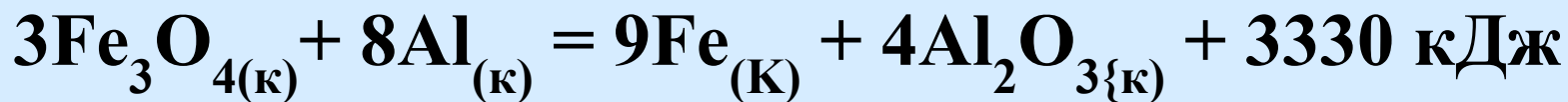
**3) выделяется
56,9 кДж теплоты**

**2) поглощается
56,9 кДж теплоты**

**4) поглощается
113,7 кДж теплоты**

Тесты

16. Согласно термохимическому уравнению



можно утверждать, что при образовании 2 моль оксида алюминия:

1) выделяется

1665 кДж

теплоты

3) выделяется

3330 кДж теплоты

2))

поглощается

1665 кДж

теплоты

4) поглощается

3330 кДж теплоты

17. В реакции $\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(г)} + Q$
равновесие сместится в сторону продуктов
реакции при:

1) повышении
температуры и
повышении
давления

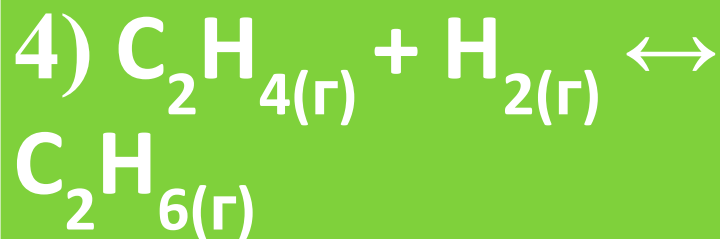
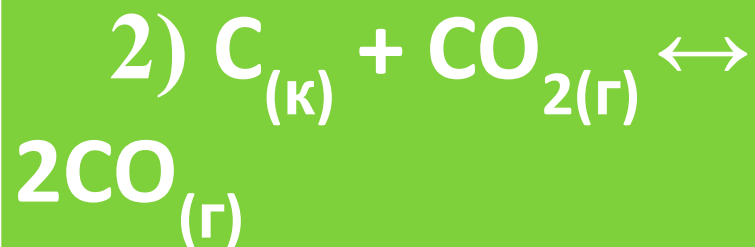
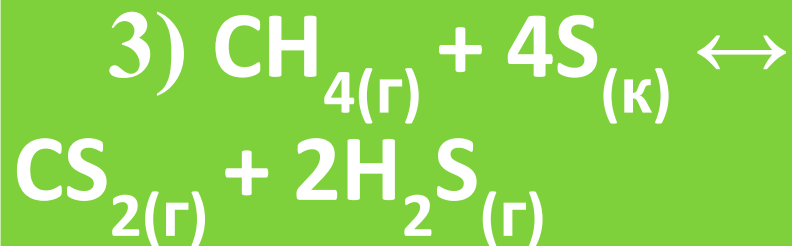
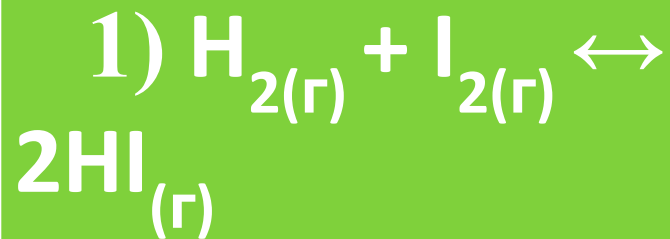
2) понижении
температуры и
повышении
давления

3) повышении
температуры и
понижении давления

4) понижении
температуры и
понижении давления

Тесты

18. Реакция, в которой повышение давления вызовет смещение равновесия вправо, - это:



**СПАСИБО ЗА ВАШЕ
ВНИМАНИЕ!**