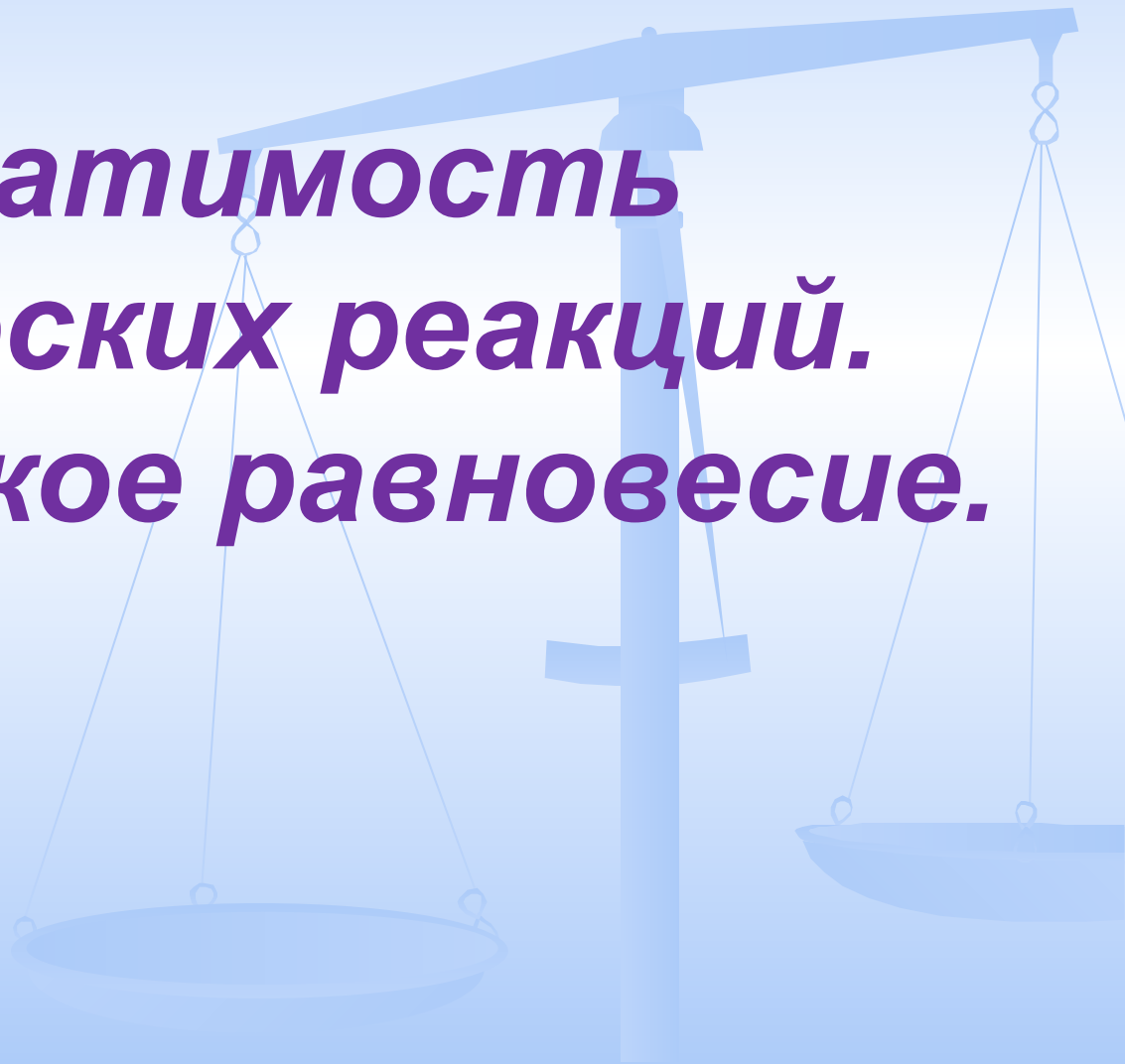


***Обратимость  
химических реакций.  
Химическое равновесие.***



# Обратимые и необратимые реакции.

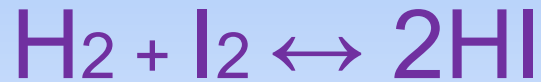
- *Обратимые химические реакции – это реакции, одновременно протекающие в прямом и обратном направлениях в одних и тех же условиях.*
- *Например:*  
$$\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$$
$$\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$$
- *Необратимые химические реакции – это реакции, протекающие в одном направлении до полного превращения реагирующих веществ в продукты реакции.*
- *Например :*  
$$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$$

## Признаки необратимости.

- $\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{KOH}$  – выпал осадок
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$  – образовался слабый электролит, который разлагается на воду и углекислый газ.
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$  – образовалась вода – очень слабый электролит.



# Химическое равновесие.



- Вернемся к обратимой реакции водорода с парами йода. В соответствии с законом действующих масс кинетическое уравнение прямой реакции имеет вид:

$$V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}}[\text{H}_2][\text{I}_2]$$

С течением времени скорость прямой реакции уменьшается, т.к. исходные вещества расходуются. В то же время с накоплением в системе йодоводорода увеличивается скорость реакции его разложения:

$$V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}}[\text{HI}]^2$$

В любой обратимой реакции рано или поздно наступит такой момент, когда скорости прямого и обратного процессов становятся равными.

Состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакций равны, называют химическим равновесием.

$$V_{\text{пр}} = V_{\text{обр}}$$

$$k_{\text{пр}}[\text{H}_2][\text{I}_2] = k_{\text{обр}}[\text{HI}]^2$$

# Константа химического равновесия.



- Состояние химического равновесия характеризуется особой величиной – константой равновесия. Для нашего примера константа равновесия имеет вид:

$$K_{\text{равн}} = k_{\text{пр}} / k_{\text{обр}} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

- Константа равновесия  $k$  равна отношению констант скоростей прямой и обратной реакции, или отношению произведению равновесных концентраций продуктов и реагентов, возведенных в степени, равные коэффициентам в уравнении реакции. Величина константы равновесия определяется природой реагирующих веществ, и зависит от температуры.

$$K_{\text{равн}} = k_{\text{пр}} / k_{\text{обр}} = [\text{HI}]^2 / [\text{H}_2] [\text{I}_2]$$

- Величина константы равновесия характеризует полноту протекания
- обратимой реакции. Если  $K_{\text{равн}} \ll 1$ , числитель в выражении константы намного меньше знаменателя, прямая реакция практически не протекает, равновесие смещено влево. Если для какого-либо обратимого процесса  $K_{\text{равн}} \gg 1$ , исходных реагентов в равновесной системе практически не остается, равновесие смещено вправо.



# *Факторы, вызывающие смещение химического равновесия.*

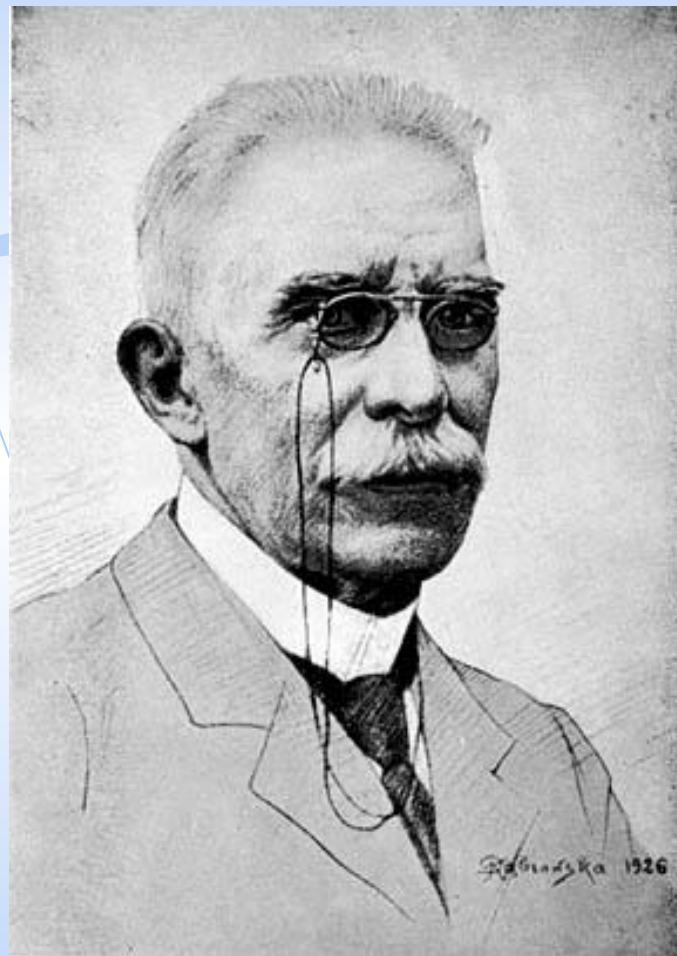
- Состояние химического равновесия может сохраняться долго при неизменных внешних условиях: температуры, концентрации исходных веществ или конечных продуктов, давления (если в реакции участвуют газы).

Если изменить эти условия, можно перевести систему из одного равновесного состояния в другое, отвечающее новым условиям.

Такой переход называется смещением или сдвигом равновесия. Управление смещения можно предсказать, пользуясь принципом Ле Шателье, 1884г.

# Историческая справка.

- Французский ученый- химик, занимался исследованиями процессов протекания химических реакций.
- Принцип смещения равновесий- самое известное, но далеко не единственное научное достижение Ле Шателье.
- Его научные исследования обеспечили ему широкую известность во всем мире. Он дожил до 86 лет.



Анри Луи Ле Шателье  
(1850- 1936)

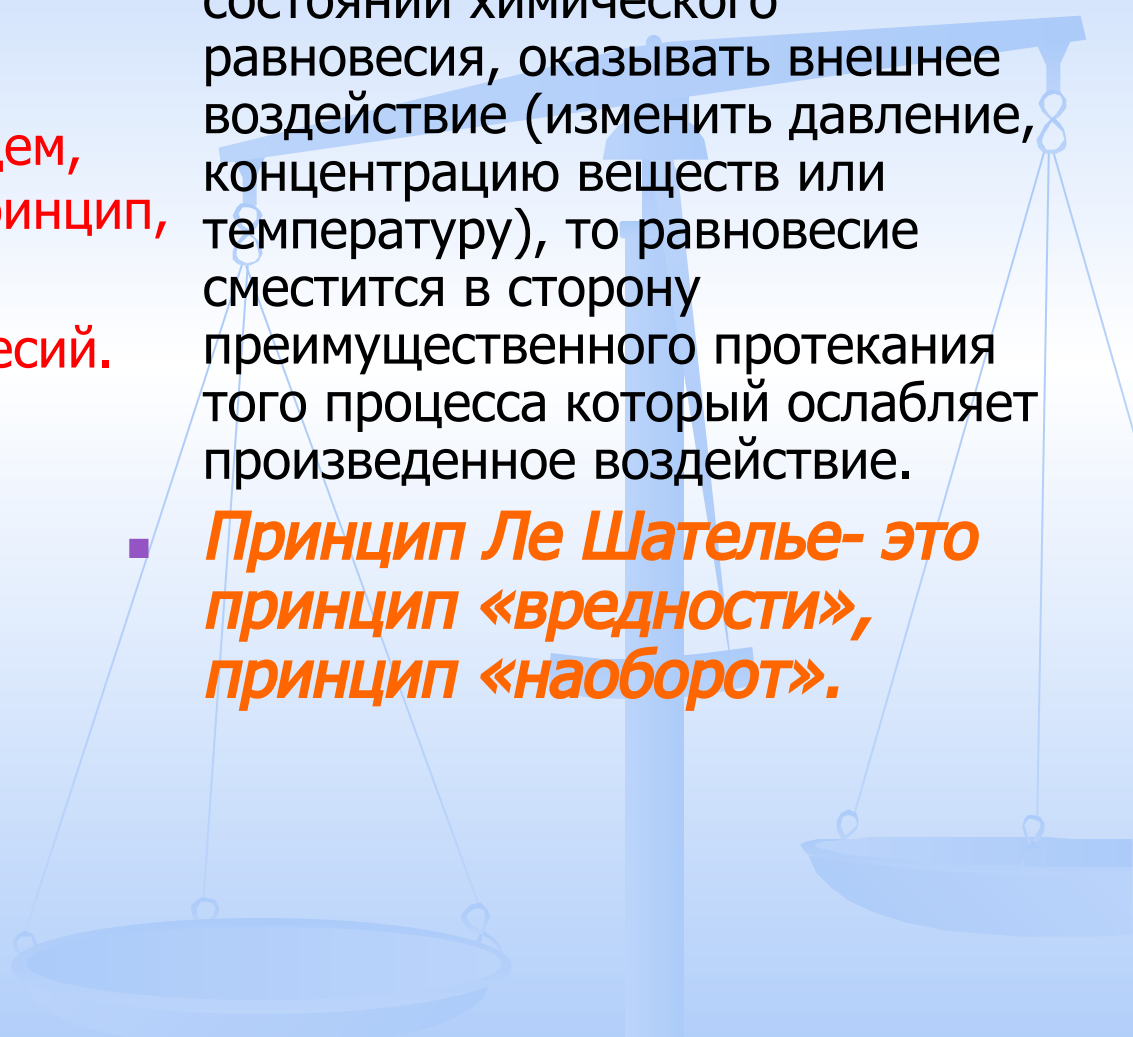


# Принцип Ле Шателье.

Известен всюду на Земле  
Анри Луи Де Шателье.

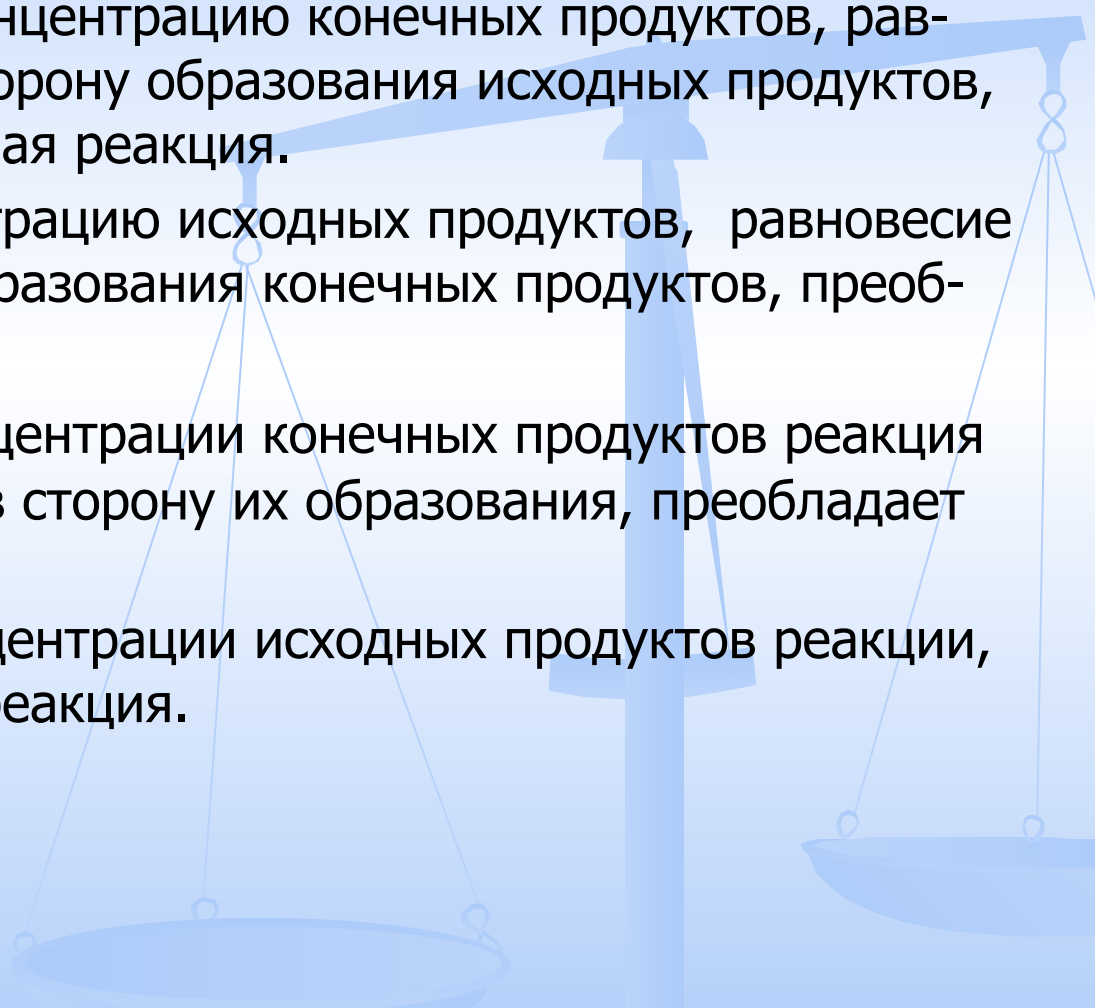
Он не был королем и принцем,  
Зато открыл прекрасный принцип,  
Который химикам полезен  
Для сдвигов всяких равновесий.

- Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывать внешнее воздействие (изменить давление, концентрацию веществ или температуру), то равновесие сместится в сторону преимущественного протекания того процесса который ослабляет произведенное воздействие.
- **Принцип Ле Шателье- это принцип «вредности», принцип «наоборот».**



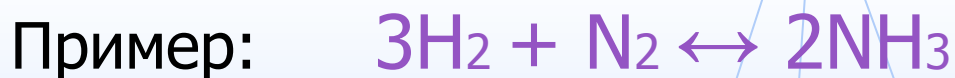
# Изменение концентрации:



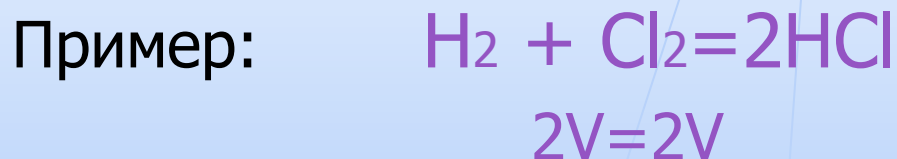
- А) если увеличиваем концентрацию конечных продуктов, равновесие смещается в сторону образования исходных продуктов, т.е. преобладает обратная реакция.
  - Б) увеличиваем концентрацию исходных продуктов, равновесие смещается в сторону образования конечных продуктов, преобладает прямая реакция.
  - В) при уменьшении концентрации конечных продуктов реакция равновесия смещается в сторону их образования, преобладает прямая реакция.
  - Г) при уменьшении концентрации исходных продуктов реакции, преобладает обратная реакция.
- 

# Изменение давления

- А) при увеличении давления равновесие смещается в сторону той реакции, при которой объем образовавшихся газообразных продуктов уменьшается.
- Б) при уменьшении давления равновесие смещается в сторону той реакции, при которой объем образовавшихся газообразных продуктов увеличивается.

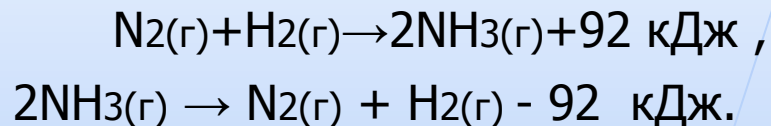


- в) если объемы газообразных продуктов одинаковы как в прямой, так и в обратной реакции- изменение давления не оказывает смещения равновесия.

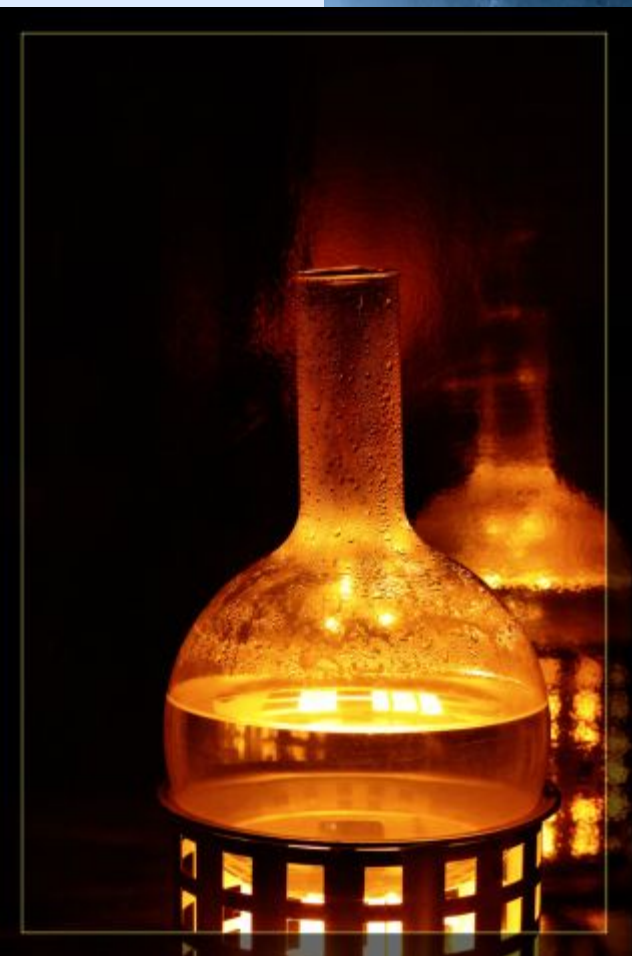


# Изменение температуры

- А) при повышении температуры химическое равновесие смещается в сторону эндотермической реакции.
- Б) при понижении температуры химическое равновесие смещается в сторону экзотермической реакции.
- Пример:



# *Значение принципа Ле Шателье.*



## ВОПРОС 1.

- При повышении температуры равновесие системы смещается



Если увеличить с реагента = продукта

Если увеличить с продукта = реагента

Если уменьшить с реагента = реагента

Если уменьшить с продукта = продукта

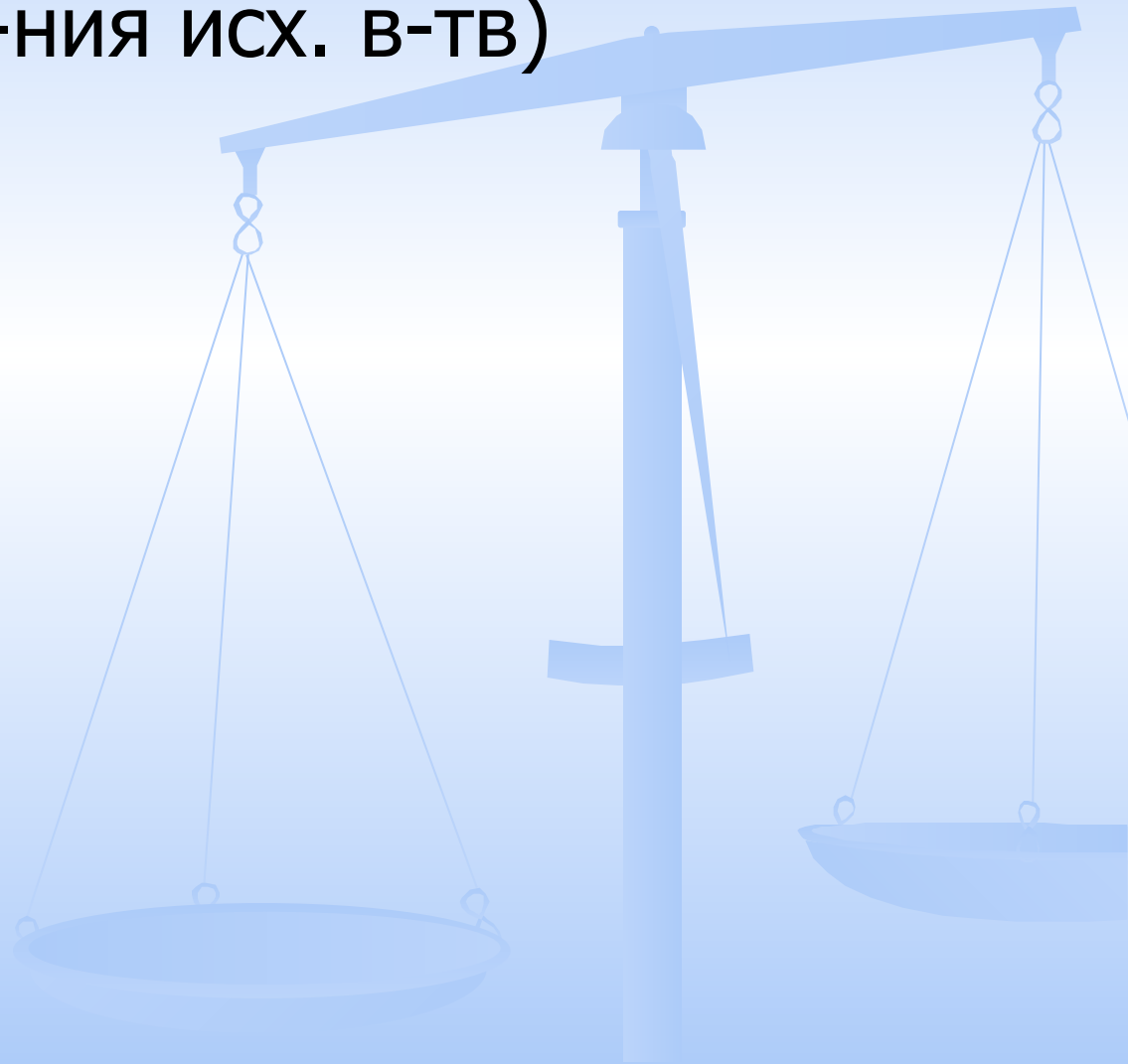
Если увеличить давление = где молекулы меньше

Если уменьшить давление = где молекулы больше

Если повысить температуру = в сторону эндо -

Если понизить температуру = в сторону экзо +

- (в сторону обр-ния исх. в-тв)



## ВОПРОС 2.

- Каким образом можно сместить равновесие реакции в сторону исходных веществ (все в-ва – газы):





(повысить температуру, понизить давление).

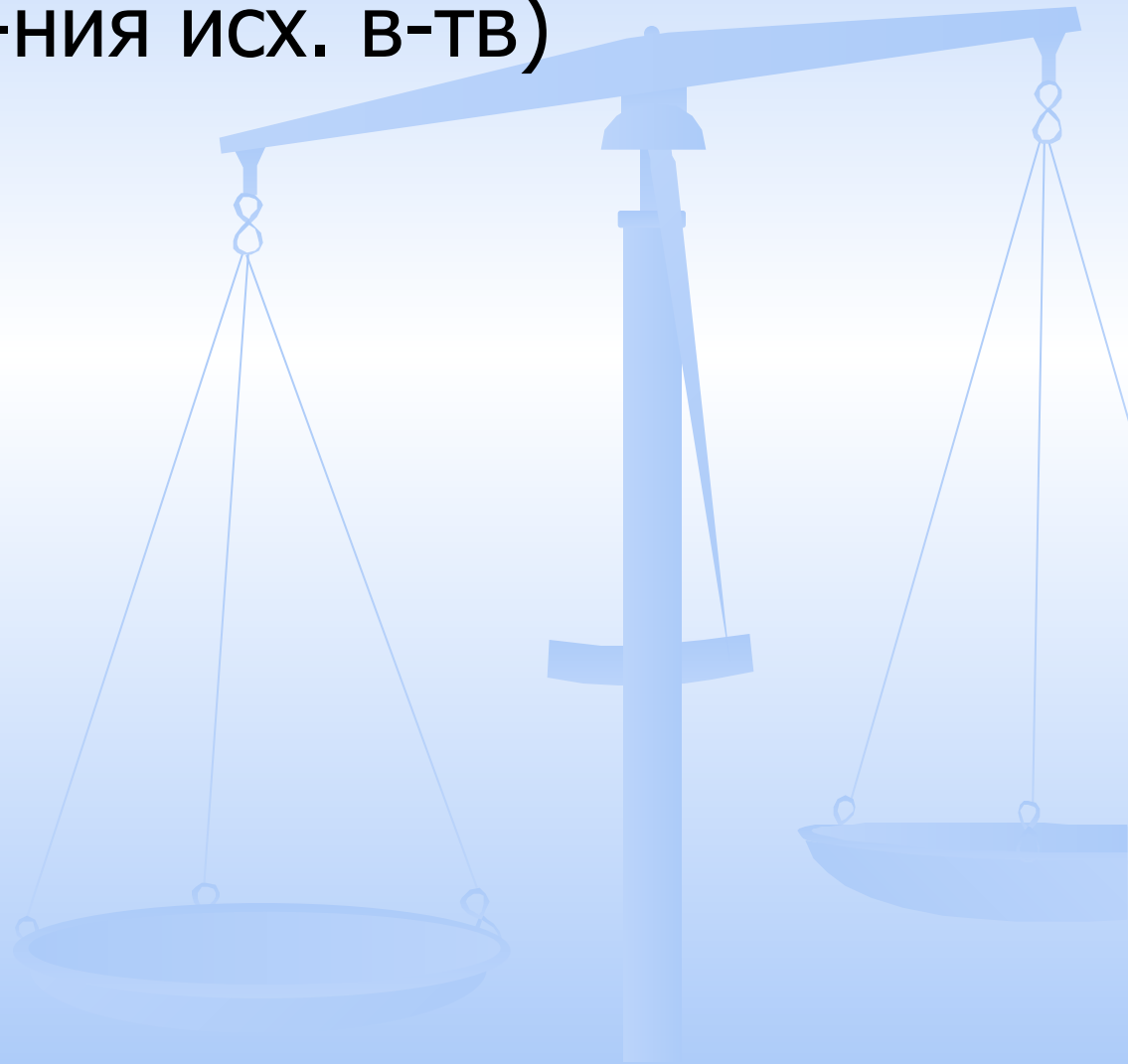


## ВОПРОС 3.

- При повышении давления равновесие реакции смещается



- (в сторону обр-ния исх. в-тв)



## ВОПРОС 4.

- Каким образом можно сместить равновесие в сторону продуктов реакции



- (повысить давление, понизить температуру)

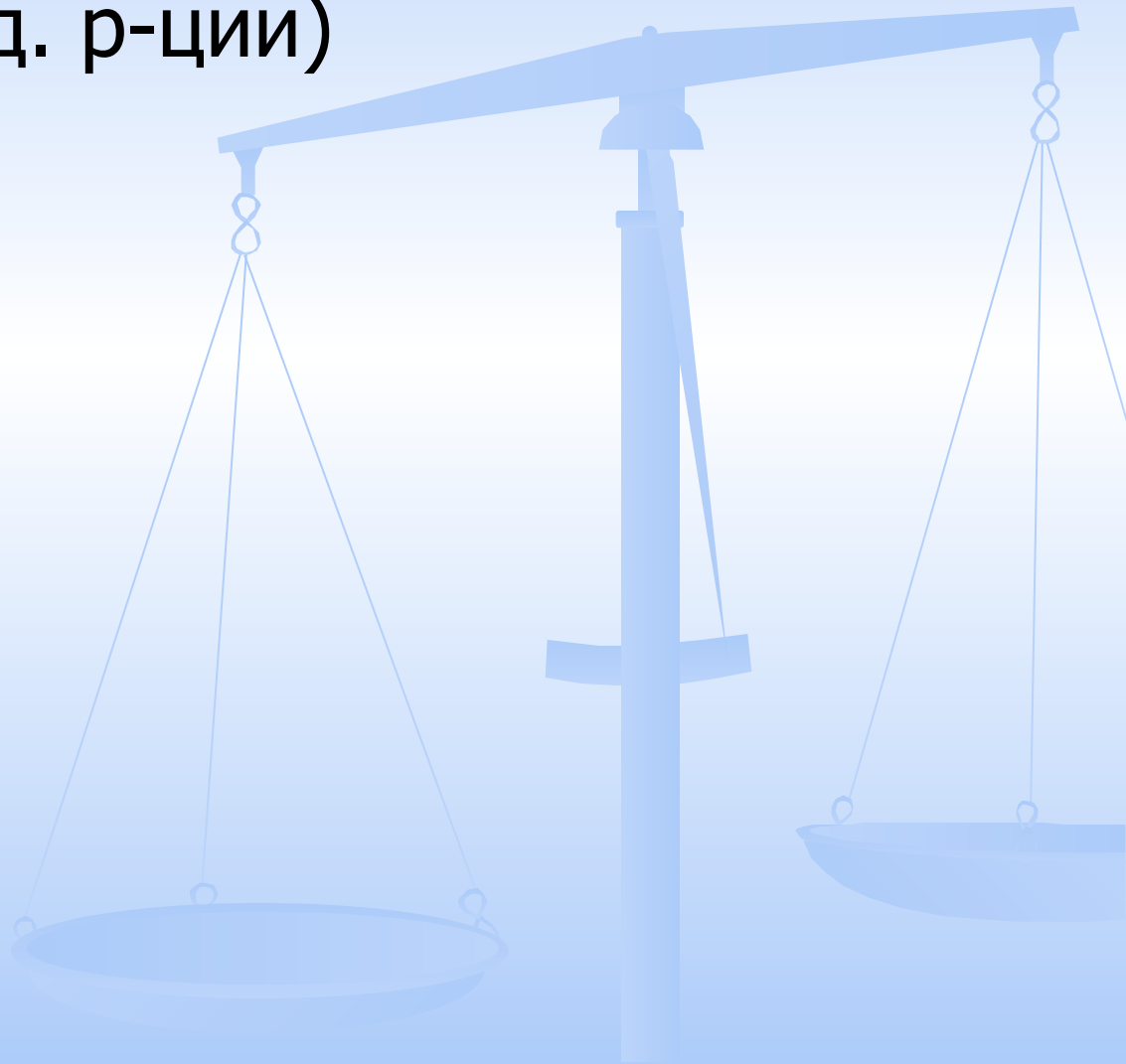


## ВОПРОС 5.

- При уменьшении концентрации  $\text{SO}_2$  равновесие реакции смещается



- (в сторону прод. р-ции)



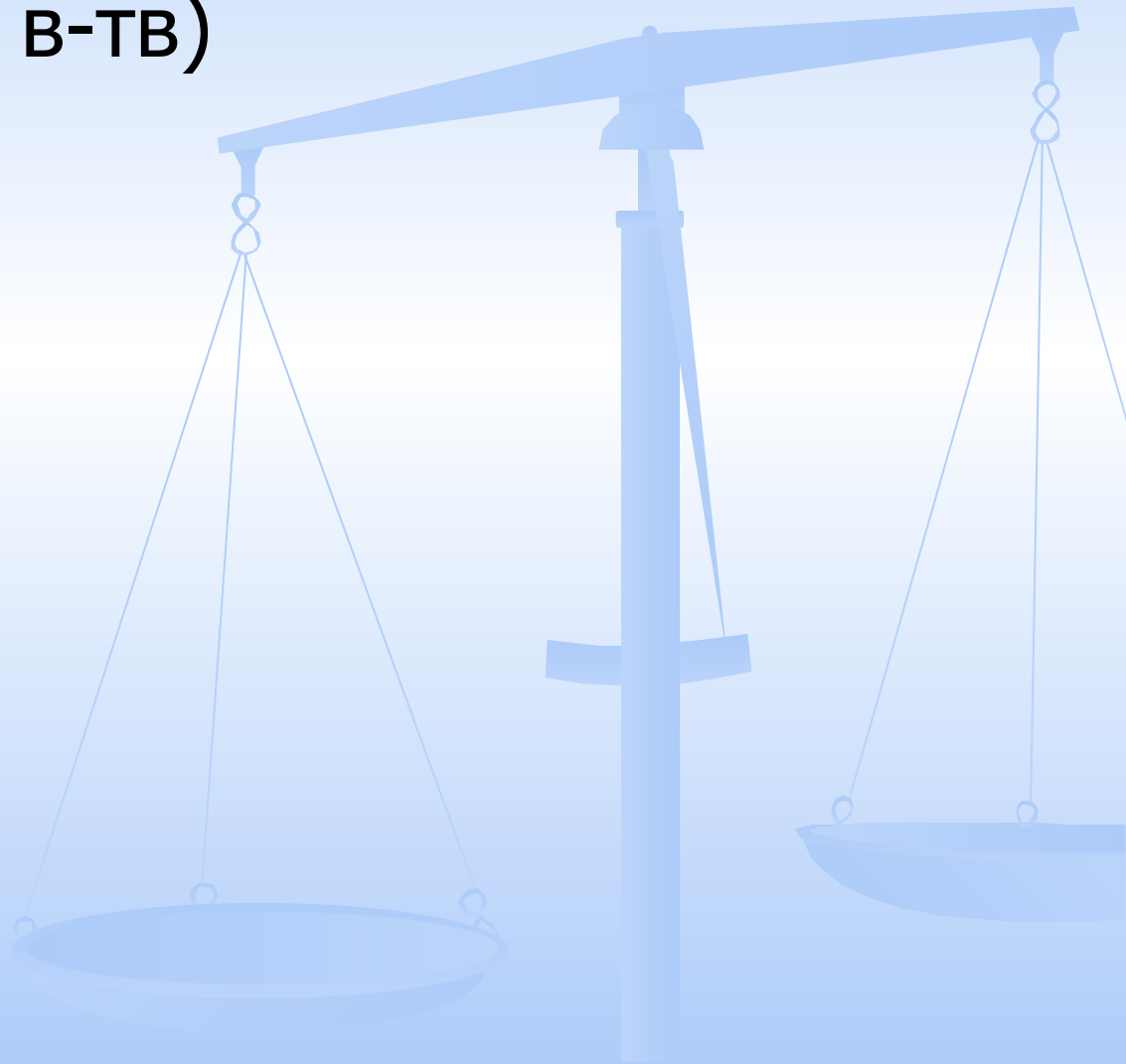
## ВОПРОС 6.

- При повышении температуры равновесие реакции сместится



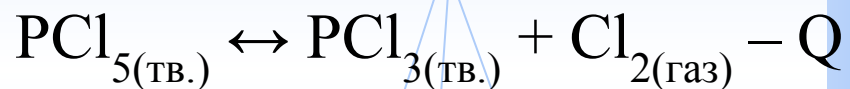


- (в сторону исх. в-тв)



## Задача .

Как надо изменить концентрации веществ, давление и температуру гомогенной системы  $\text{PCl}_5 \leftrightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 - Q$ , чтобы сместить равновесие в сторону разложения  $\text{PCl}_5$  ( $\rightarrow$ )



$\rightarrow$

Решение:

$\uparrow C_{\text{реаг. в-в}} (\text{PCl}_5)$

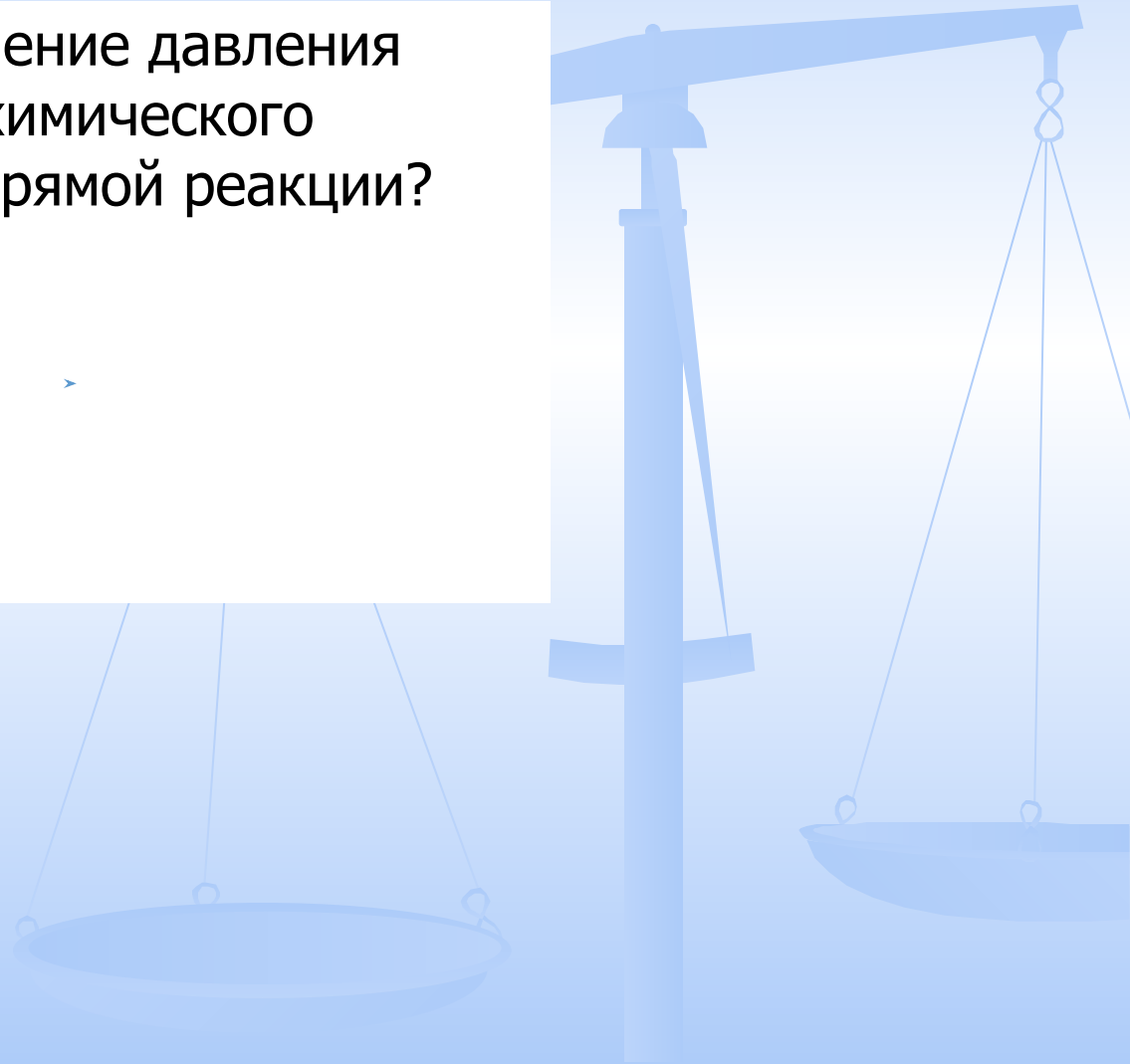
$\downarrow C_{\text{прод. р-ции}} (\text{PCl}_3) \text{ и } C (\text{Cl}_2)$

$\downarrow p$  (реакция идет с увеличением  $V$ )

$\uparrow t$  (реакция эндотермическая  $- Q$ )

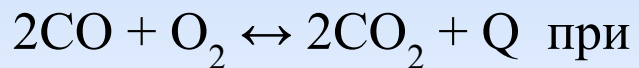
## ВОПРОС А21.

- В какой системе увеличение давления приведет к смещению химического равновесия в сторону прямой реакции?
- 1)  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$
- 2)  $2\text{O}_3 \rightleftharpoons 3\text{O}_2$
- 3)  $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
- 4)  $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$



#### Задача 4.

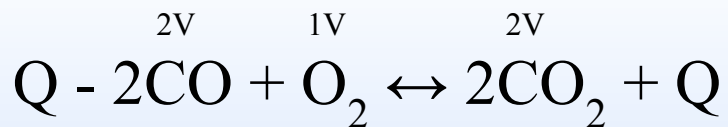
Как сместиться химическое равновесие реакции



а) повышении температуры;

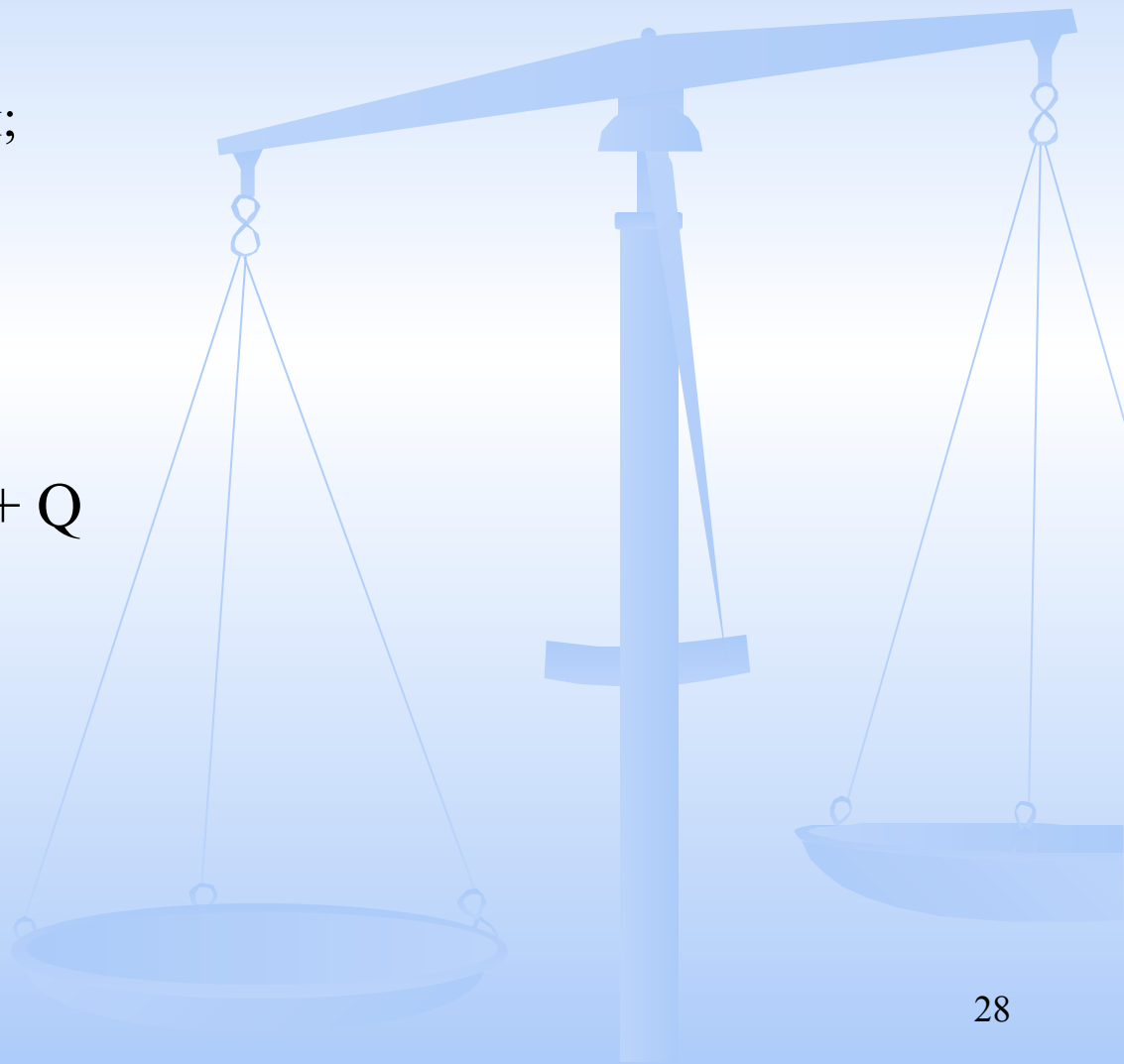
б) повышении давления

**Ответ:**            **Закрепление**



а) ←

б) →

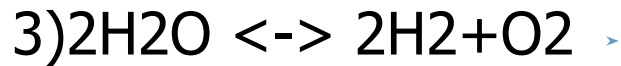
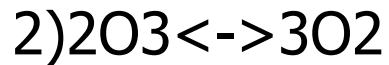
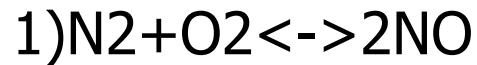


## ВОПРОС А21.

- В какой системе увеличение давления приведет к смещению химического равновесия в сторону прямой реакции?
- 1)  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$
- 2)  $2\text{O}_3 \rightleftharpoons 3\text{O}_2$
- 3)  $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
- 4)  $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$

## ВОПРОС А21.

■ В какой системе увеличение давления приведет к смещению химического равновесия в сторону прямой реакции?





# Задания ЕГЭ .

1. Условие необратимости химического превращения.

- а) образование слабого электролита
- б) поглощение большого количества теплоты
- в) взаимодействие слабого и сильного электролитов
- г) ослабление окраски раствора.

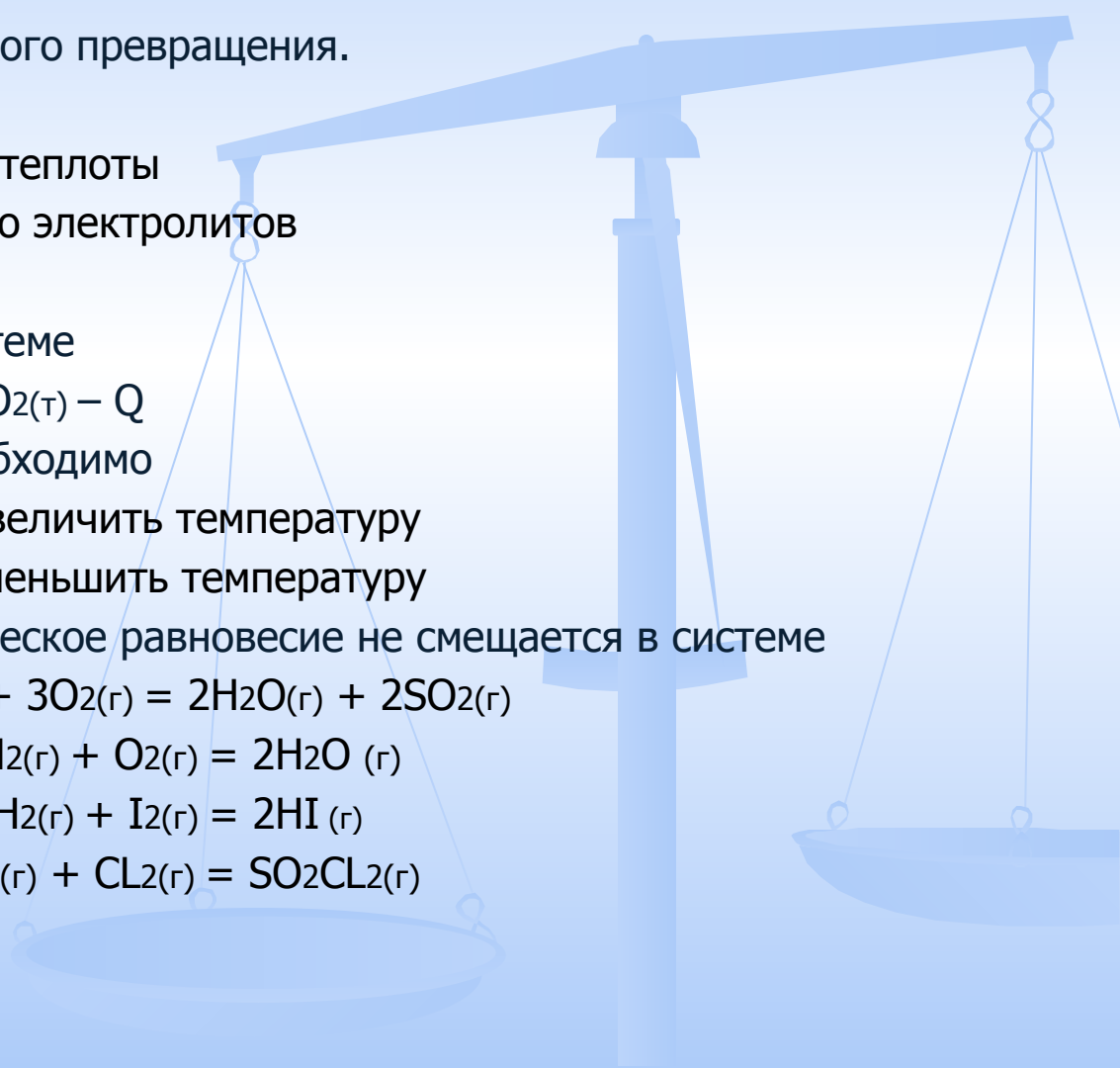
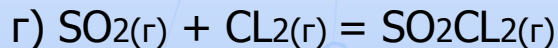
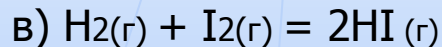
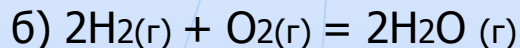
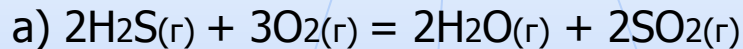
2. Для смещения равновесия в системе



в сторону продуктов реакции необходимо

- а) увеличить давление
- б) увеличить температуру
- в) ввести катализатор
- г) уменьшить температуру

3. При увеличении давления химическое равновесие не смещается в системе



4. Верны ли следующие суждения о смещении химического равновесия в системе  $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}_2(\text{г}) + Q$  ?

А. При понижении давления химическое равновесие в данной системе сместится в сторону продукта реакции.

Б. При увеличении концентрации углекислого газа химическое равновесие системы сместится в сторону продукта реакции.

а) верно только А

в) верны оба суждения

б) верно только Б

г) оба суждения неверны

5. В системе  $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г}) + Q$  смещению химического равновесия в сторону исходных веществ будет способствовать

а) уменьшение давления

в) увеличение концентрации  $\text{SO}_2$

б) уменьшение температуры

г) уменьшение концентрации  $\text{SO}_3$

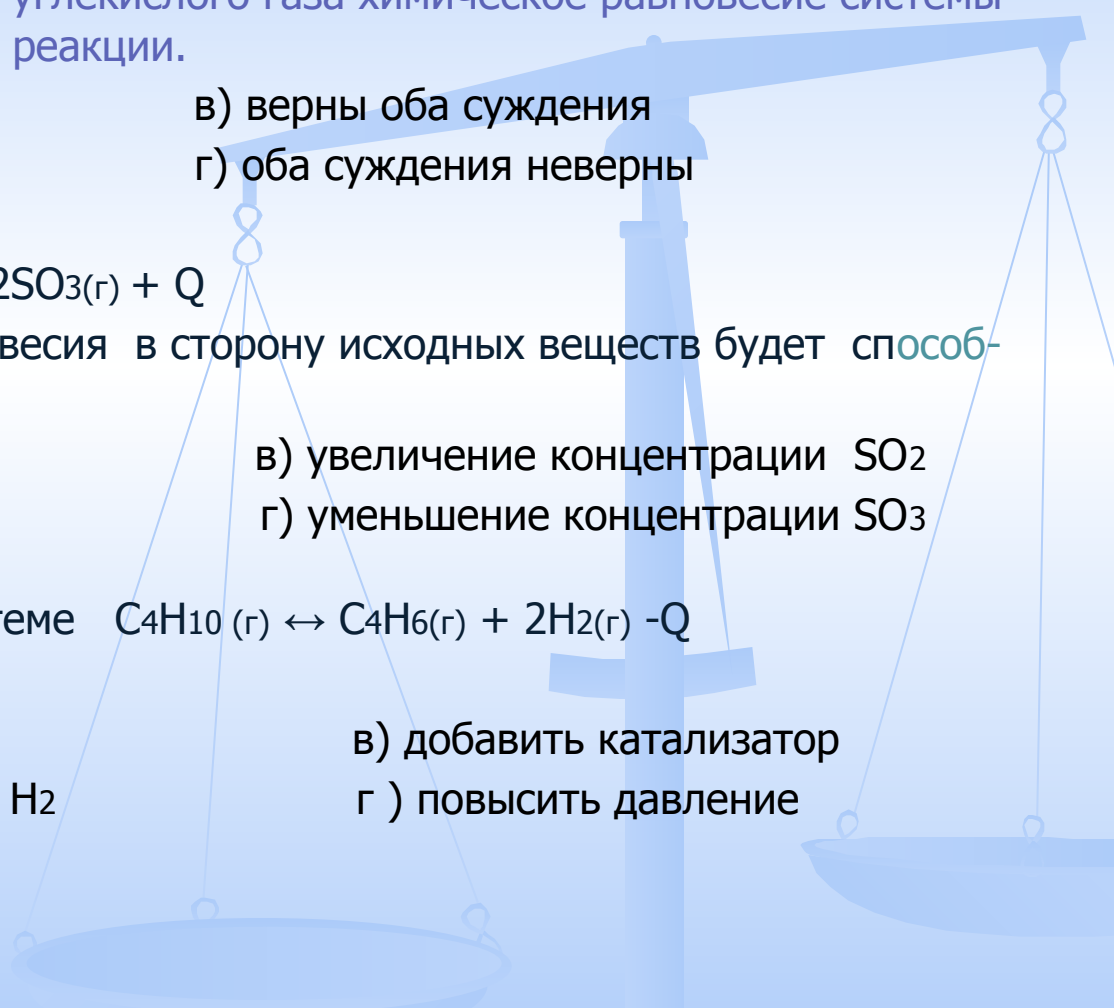
6. Химическое равновесие в системе  $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{г}) \leftrightarrow \text{C}_4\text{H}_6(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) - Q$  сместится в сторону обратной реакции, если

а) повысить температуру

в) добавить катализатор

б) уменьшить концентрацию  $\text{H}_2$

г) повысить давление





# Проверь себя!

- 1 – а
- 2 – б
- 3 – в
- 4 – а
- 5 – а
- 6 – г

