

# Обратимость химических реакций. Химическое равновесие.

Учитель химии МБОУ СОШ с. Кадгарон  
Хетагурова Ф.А.



# Цели урока:

- Закрепить понятия «обратимость» и «необратимость» химических реакций; обобщить и углубить знания учащихся о химическом равновесии, константе равновесия, знать принцип Ле Шателье и уметь применять его для смещения химического равновесия; дать представление о значении знаний о химическом равновесии в производстве и в природе, развитие навыков в решении заданий ЕГЭ (часть А).
- Тип урока: комбинированный урок.





# Основные понятия:

- Обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, равновесные концентрации, константа равновесия, скорость реакции, принцип Ле Шателье.
- Оборудование: раствор  $\text{FeCl}_3$ ;  $\text{KNCs}$ ;  $\text{KCl}$ ; крахмальный клейстер; пробирки, вода, спиртовка, держатель.

# Ход урока.

## ■ Фронтальный опрос

- 1. Определение скорости химической реакции.
- 2. Формулы выражения скорости и единицы измерения скорости: а) гомогенной реакции; б) гетерогенной реакции.
- 3. Перечислите факторы, влияющие на скорость химической реакции.
- 4. Как зависит скорость химической реакции от концентрации?
- 5. Какие вещества называются катализаторами? Ингибиторами? В чем отличие их действия на скорость химической реакции? Значение катализаторов и ингибиторов на производстве, в жизни живых организмов.
- 6. Что нужно знать о химической реакции, чтобы определить ее скорость?



# Изучение нового материала.

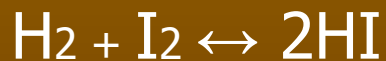
- План изложения.
- 1. Реакции обратимые и необратимые. Признаки необратимости
- 2. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.
- 3. Факторы, вызывающие смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Эксперимент.
- 4. Применение Принципа Ле Шателье.
- 5. Решение заданий ЕГЭ.



# Обратимые и необратимые реакции.

- Обратимые химические реакции – это реакции, одновременно протекающие в прямом и обратном направлениях в одних и тех же условиях.

■ *Например:*



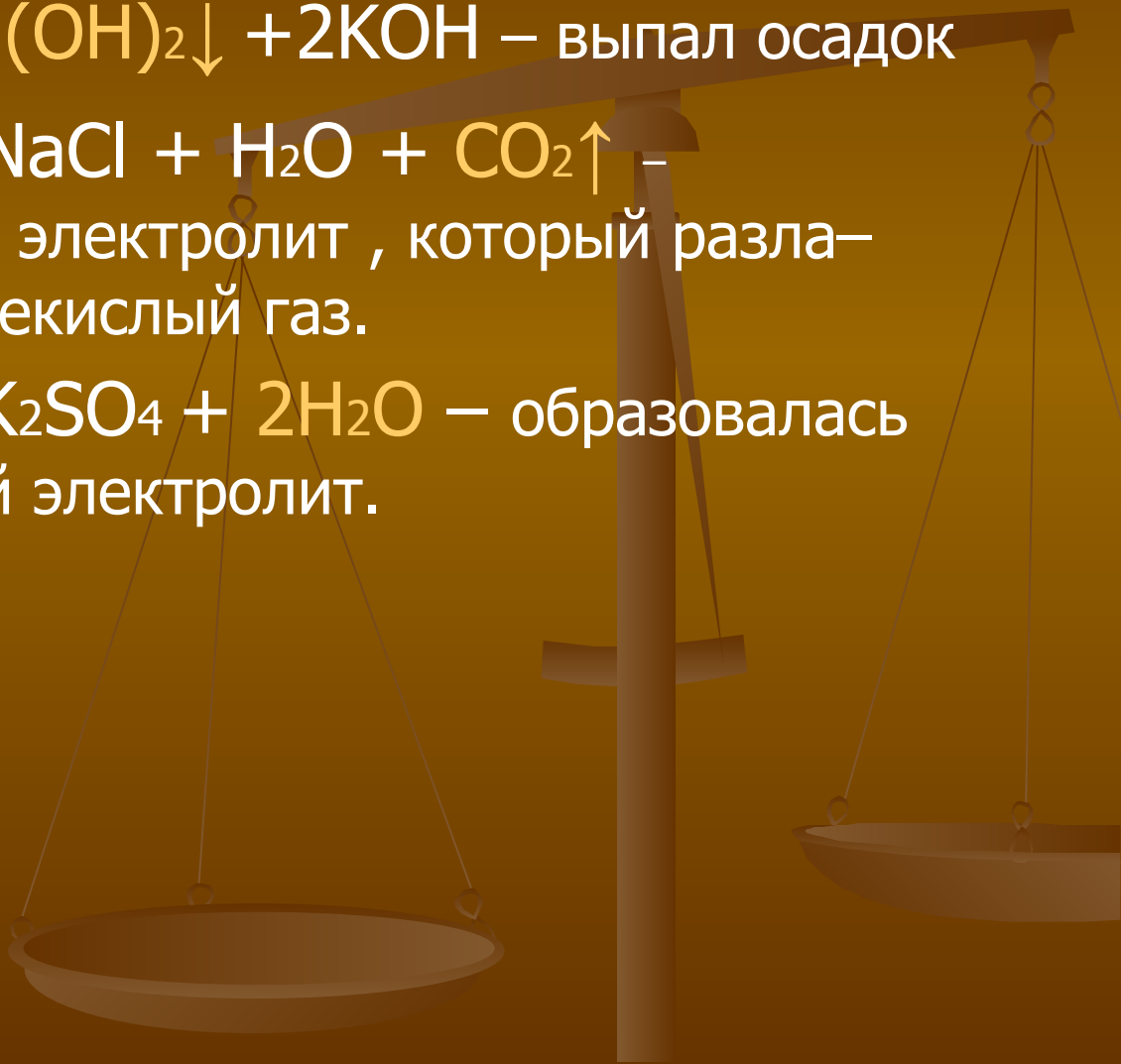
- Необратимые химические реакции – это реакции, протекающие в одном направлении до полного превращения реагирующих веществ в продукты реакции.

■ *Например :*



# 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.



# Константа химического равновесия.

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

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

- 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.

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



# Факторы, вызывающие смещение химического равновесия.

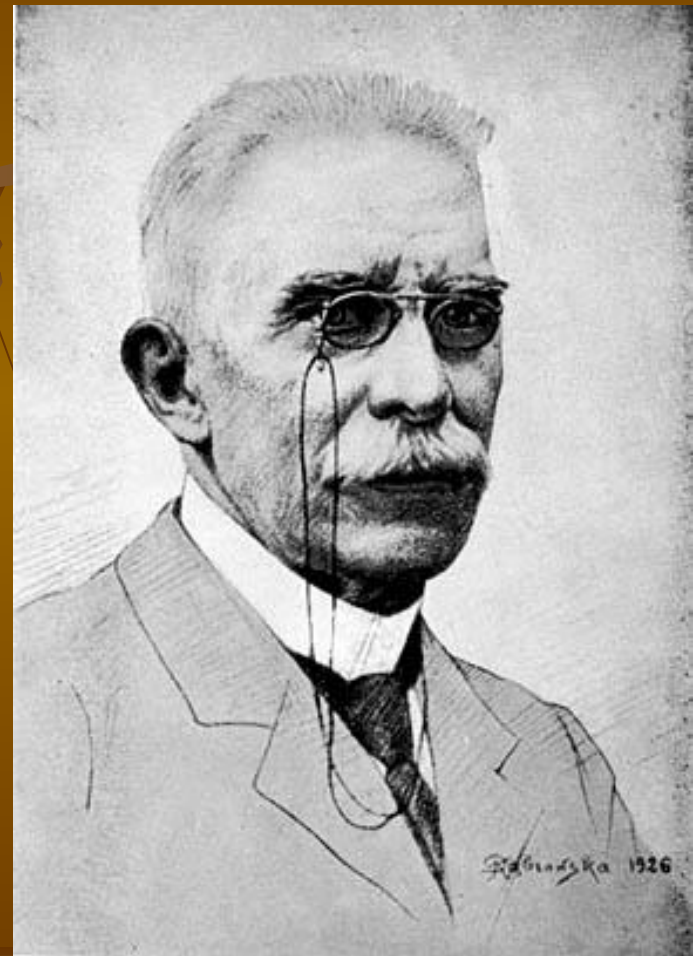
- Состояние химического равновесия может сохраняться долго при неизменных внешних условиях: температуры, концентрации исходных веществ или конечных продуктов, давления (если в реакции участвуют газы).

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.

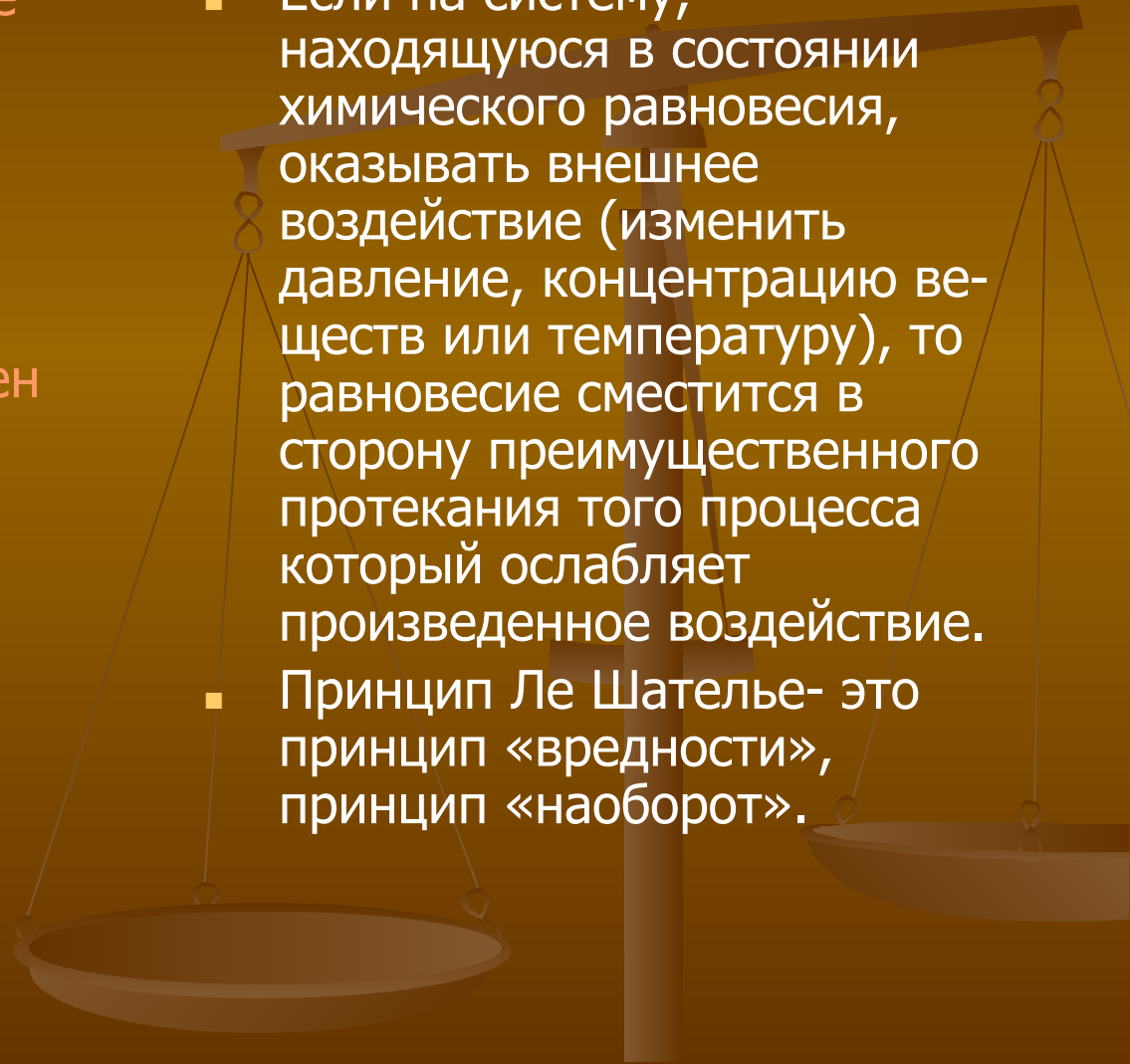
# Историческая справка.

- Анри Луи Ле Шателье (1850-1936), 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.



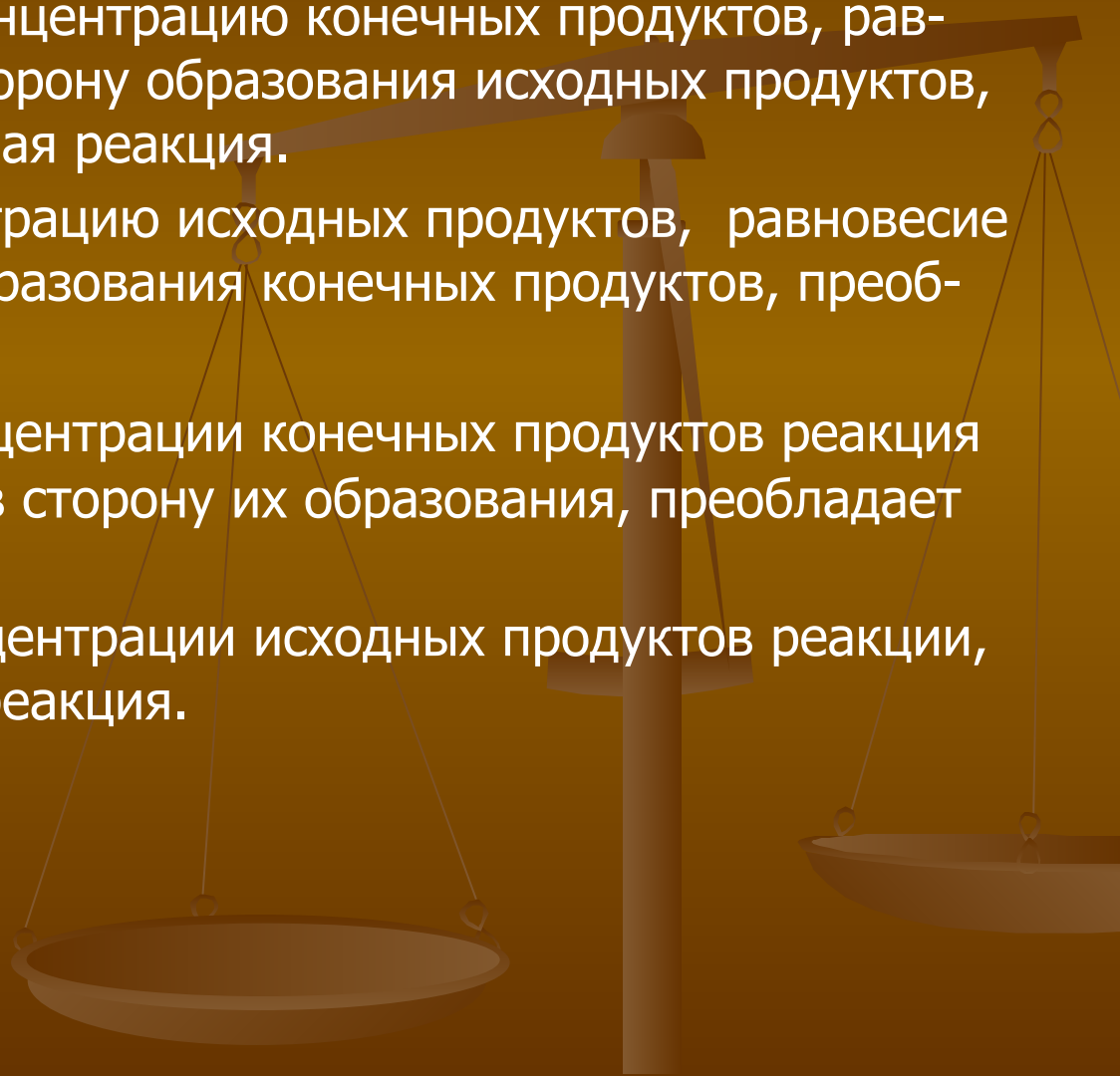
# Принцип Ле Шателье.

- 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».



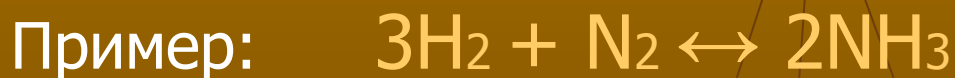
# Изменение концентрации:

- 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.

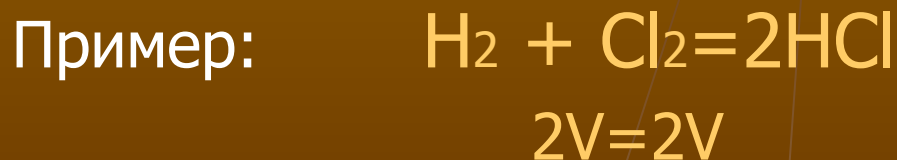


# Влияние изменения давления.

- 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.

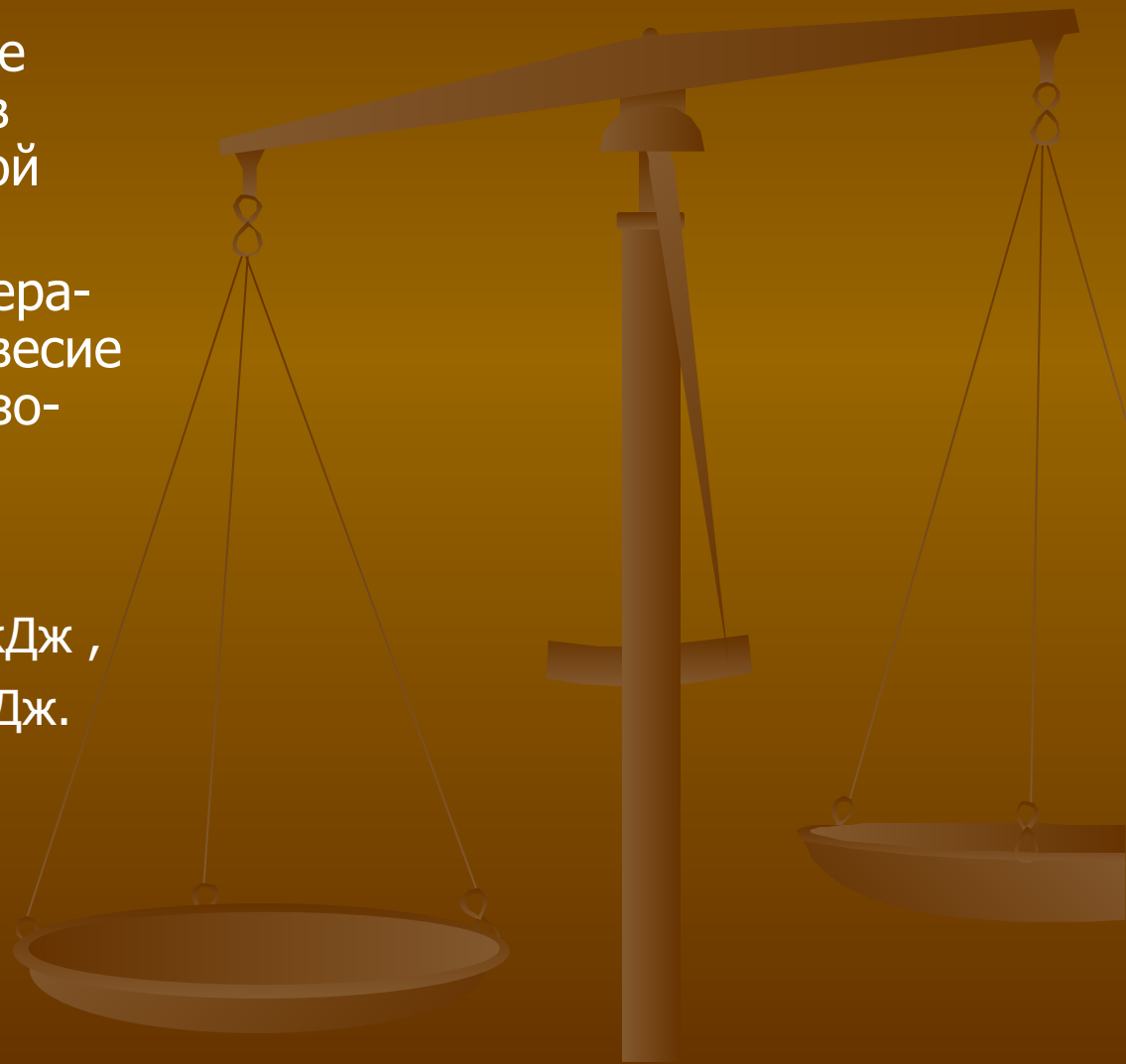
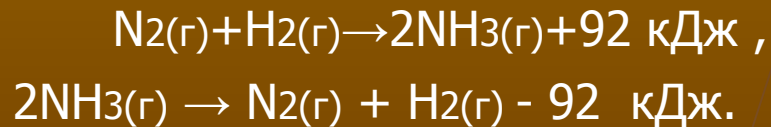


- в) если объемы газообразных продуктов одинаковы как в прямой, так и в обратной реакции- изменение давления не оказывает смещения равновесия.



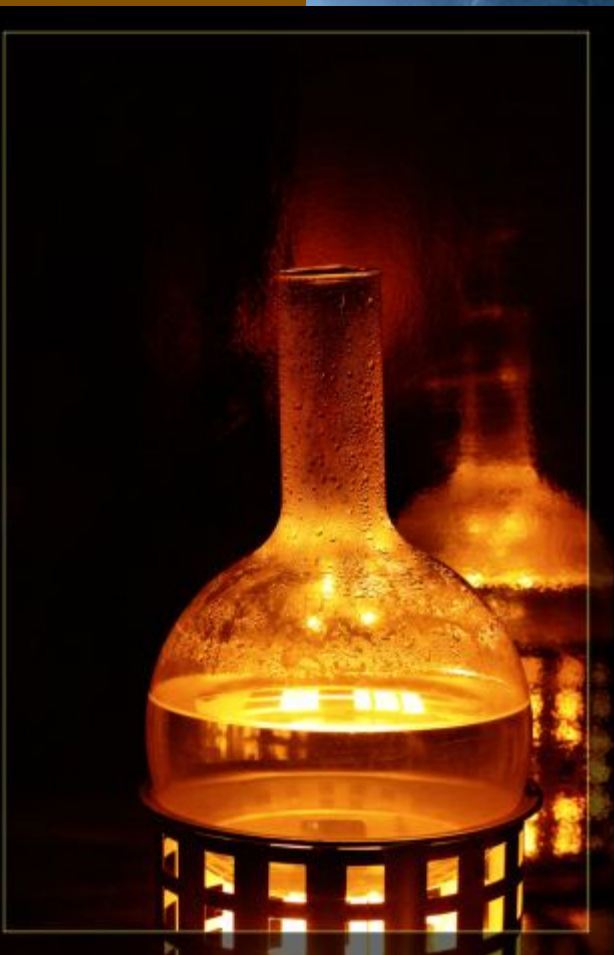
# Влияние изменения температуры.

- 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.

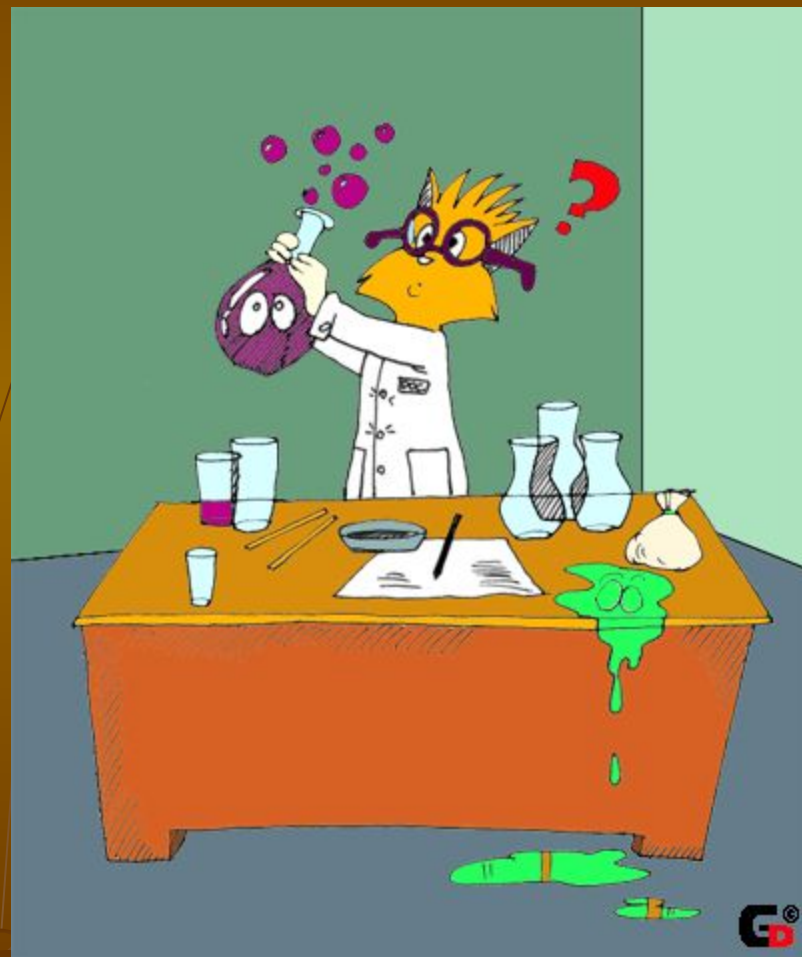


# Производство аммиака и метанола.



# Закрепление.

- Химик толкает реакцию в спину:  
«Давай-ка тебя я немного подвину!»  
Она отвечает: «Ты знаешь меня:  
Ни часа, ни дня не могу без огня!  
И чтобы улучшить мое настроение,  
Прошу, даже требую: выше давление!  
К тому же учти : я – такая реакция,  
Что мне реагентов важна концентрация».  
И химик подумал: «Теперь мне все ясно.  
Тепло поглощаешь – и это прекрасно!  
Как только под колбой зажгутся горелки,  
Ступай-ка, реакция, прямо по стрелке.  
Вот это цветочки, но будут и фрукты -  
Повысит давление выход продукта!  
Еще концентрация ... Да, ты права:  
Побольше я выдам тебе вещества».  
Реакция стала работать послушно,  
Продукт образуя полезный и нужный.  
Такой вот привиделся химику сон.  
Какие же выводы сделает он ?





# 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

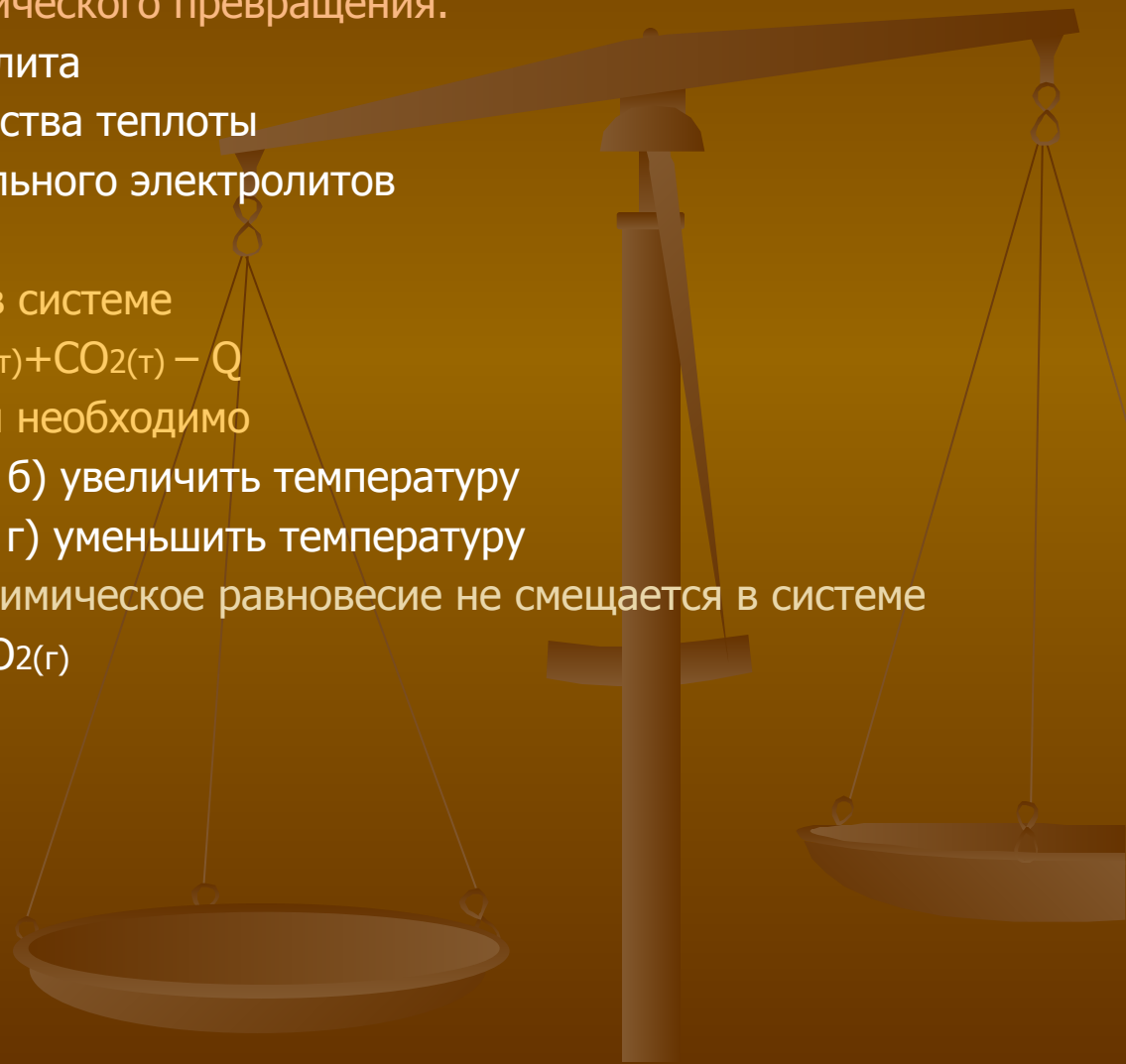


в сторону продуктов реакции необходимо

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

3. При увеличении давления химическое равновесие не смещается в системе

- а)  $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$
- б)  $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
- в)  $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г})$
- г)  $\text{SO}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{г})$



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.

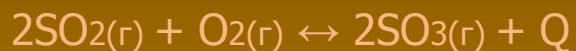
а) верно только А

в) верны оба суждения

б) верно только Б

г) оба суждения неверны

5. В системе



смещению химического равновесия в сторону исходных веществ будет способствовать

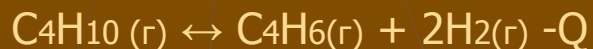
а) уменьшение давления

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

б) уменьшение температуры

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

6. Химическое равновесие в системе



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





# Домашнее задание.

- § 14 , упр. 1-8.

