



Направление 03.03.02 «Физика»  
Направленности «Цифровые технологии в геофизике»

Дисциплина: Химия

Лектор и автор курса: Журавлева Людмила Анатольевна  
Кандидат химических наук, доцент  
Кафедра химии  
Института естественных и технических наук СурГУ

## Основная литература

	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год	Кол-во экз.
1.	Глинка Н.Л. под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова	Общая химия: учебник для бакалавров: для студентов нехимических специальностей высших учебных заведений	Юрайт, 2013	105
2	Ахметов Н.С.	Общая и неорганическая химия	Высшая школа, 2008	104
3	Вольхин В.В.	Общая химия: основной курс: учеб. пособие для студ. ВУЗов,	Лань, 2008	25
4	Чернов Е.Б. Журавлева Л.А. Виссер Е.Е.	Химия. Сборник задач: Учебное пособие	Издательский центр СурГУ, 2017	40
5	Пресс И.А.	Основы общей химии	Лань, 2012	ЭБС
6	Гельфман М.И.	Химия	Лань, 2008.	ЭБС
7	Болтromeюк В.В., Барковский Е.В., Ткачев С.В., Петрушенко Л.Г.	Общая химия	Высшая школа, 2012	<a href="http://Znanium.com">ЭБС Znanium.com</a>

Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год	Кол-во экз.
Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л.	Неорганическая химия в реакциях: справочник	Дрофа, 2007	5
Коровин Н.В.	Общая химия: учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по техническим направлениям	Высшая школа, 2009 «и предыдущие издания»	48
Н. Л. Глинка Н.Л.; под ред.: Попкова В. А., Бабкова А.В.	Задачи и упражнения по общей химии: учебно-практическое пособие для бакалавров	Юрайт, 2014 "и предыдущие издания"	80
Коровин Н.В., Кулешов Н.В., О.Н. Гончарук и др.	Общая химия. Теория и задачи	Лань, 2014	ЭБС издательства «Лань»
Бокова Т.И., Кусакина Н.А., Васильцова И.В.	Химия: практикум для студ. инженерных направлений	Новосиб. гос. аграр. ун-т, 2011	<a href="#">ЭБС</a> <a href="http://Znanium.com">Znanium.com</a>
Барковский Е.В., Ткачев С.В., Петрушенко Л.Г.	Общая химия: учебное пособие	Высшая школа, 2013	<a href="#">ЭБС</a> <a href="http://Znanium.com">Znanium.com</a>
Крайник В.В., Денисова С.А., Прохоренко Л.Г., Журавлева Л.А.	Общая химия: учебно- методическое пособие	2013	15



## Лекция 1

Важнейшие понятия химии.

Агрегатные состояния веществ.

Газовые законы для идеальных и реальных газов



# СУРГУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

**Химия** – это система знания о веществах и системах, изучающая строение веществ и их превращения, сопровождающиеся изменением состава и (или) строения. Таким образом, объектом изучения является вещество и система.

**Вещество** – это вид материи, которая обладает массой покоя.

**Система** – это любая выбранная совокупность веществ, отделенная от внешней среды поверхностью раздела, часто воображаемой.

**Внешняя среда** – это не принадлежащая системе часть материального мира и отделенная от нее поверхностью раздела, часто воображаемой.



## Классификация систем

(по типу взаимодействия с окружающей средой)

- 1. Изолированные** - нет обмена с окружающей средой ни энергией, ни веществом (термос, сосуд Дьюара);
- 2. Закрытые** – это системы, которые обмениваются с окружающей средой энергией (E), но не обмениваются веществом (чайник, система отопления);
- 3. Открытые** - это системы, которые обмениваются с окружающей средой и энергией и веществом (живой организм).

Наука развивается путем идеализации исследуемых систем, что позволяет сформулировать законы и эмпирические формулы, которые хорошо описывают явления и процессы, протекающие в данных системах.



## Характеристика систем:

**Равновесные** - это системы, в которых важнейшие параметры не меняются во времени. Это равновесие динамическое, т.е. параметры меняются в противоположных направлениях;

**Неравновесные** – это системы, важнейшие параметры которых меняются в одном направлении;

**Гомогенные** - это однородные системы, состоящие из одной фазы, т.е. системы, в которых дисперсная фаза и дисперсионная среда не имеют поверхности раздела;

**Гетерогенные** - это системы, состоящие из нескольких фаз, т.е. системы, в которых дисперсная фаза и дисперсионная среда имеют поверхность раздела.



**Фаза** – это совокупность частей системы тождественных по составу, химическим и физическим свойствам и отделенных от других частей поверхностью раздела.

## Агрегатные состояния веществ

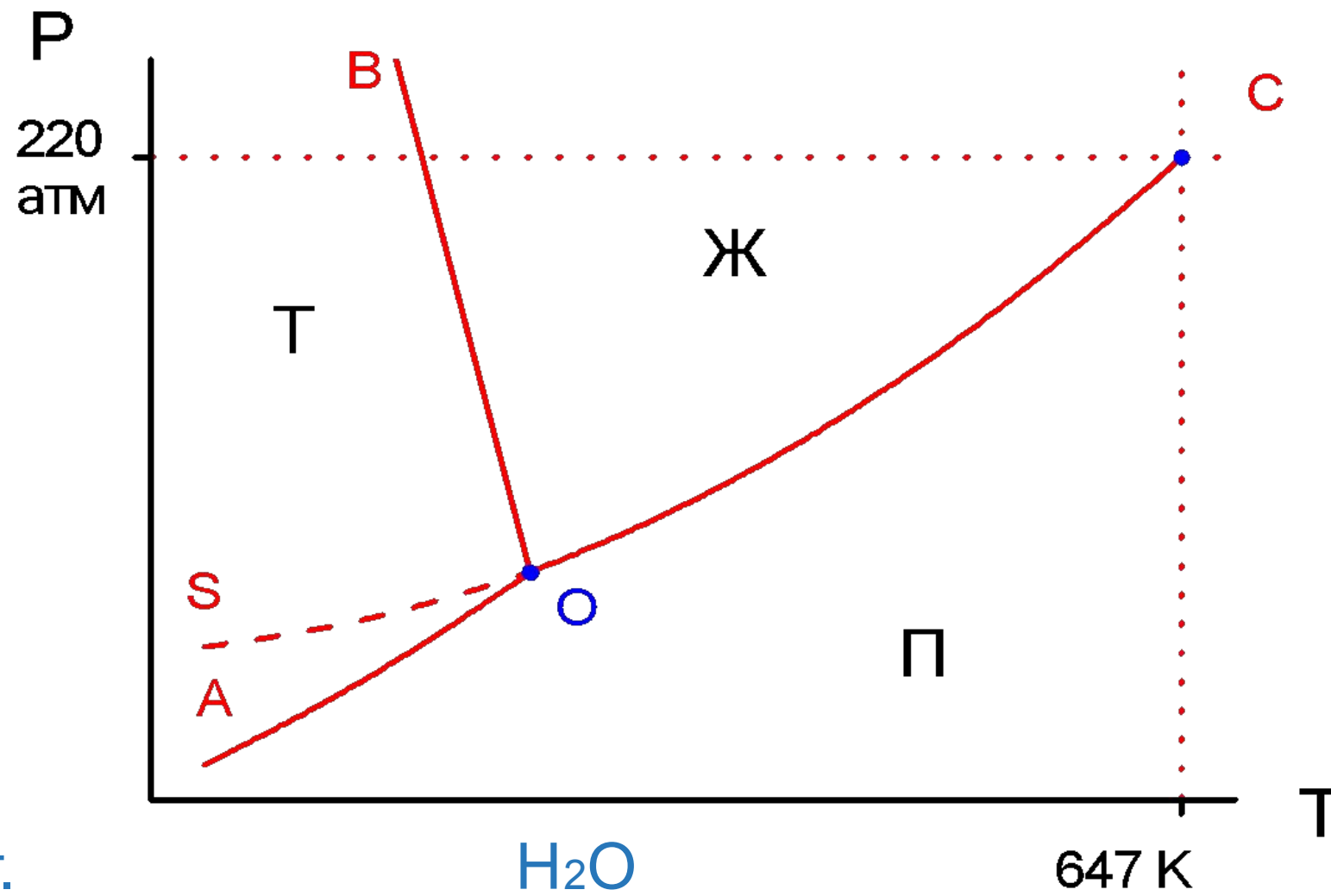
Для большинства веществ агрегатных состояний три:

- 1. Газообразное состояние** - отсутствие ближнего и дальнего порядка, т. е. хаотическое движение молекул, отсутствие объема и формы;
- 2. Жидкое состояние** - отсутствие дальнего и наличие ближнего порядка. Характерны текучесть и отсутствие формы;
- 3. Твердое состояние** - наличие ближнего и дальнего порядка, характерны объем и форма.





# СУРГУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ



$t=0,01\text{ }^{\circ}\text{C}$

$P=4,6\text{ мм рт. ст.}$



# СУРГУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

## ГАЗЫ

Газы могут существовать индивидуально и как смеси, которые смешиваются в неограниченных пропорциях.

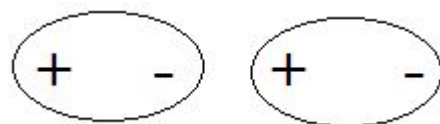
Газы характеризуются определенными параметрами: давлением, температурой, плотностью и объемом.



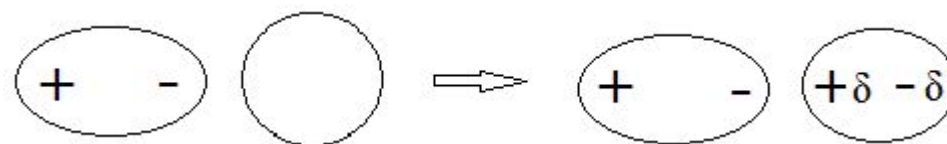
# СУРГУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

## Типы взаимодействия молекул газа:

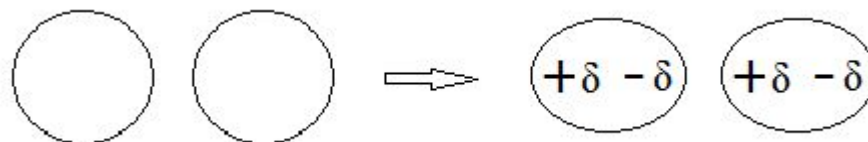
1. Взаимодействие полярных молекул:



2. Взаимодействие полярной и неполярной молекул:



3. Взаимодействие неполярных молекул:





# СУРГУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

**Идеальные газы** – это газы, в которых нет взаимодействия между хаотически движущимися молекулами.

Идеальные газы используют как модель для описания свойств газообразных веществ. В таких системах пренебрегают взаимодействием молекул газа между собой и размерами молекул по сравнению с расстоянием между ними.

**Реальные газы** – это газы, в которых учитываются взаимодействия между молекулами, а размеры молекул соизмеримы с расстоянием между ними.

Газообразное состояние характеризуется давлением ( $P$ ), температурой ( $T$ ) и объемом ( $V$ ).



Нормальные условия (н.у.) — это стандартные физические условия, с которыми обычно соотносят свойства веществ (*при нормальных условиях, при н. у., англ. Standard temperature and pressure, STP*). Нормальные условия определены IUPAC (Международным союзом практической и прикладной химии)

следующим образом:

Давление  $P_0 = 101325$  Па (760 мм рт. ст.);

Температура  $T_0 = 0^\circ\text{C}$  (273,15 К);

В соответствии с законом Авогадро: 1 моль любого газа при нормальных условиях содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул и занимает объем 22,4 л.

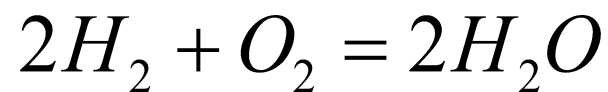
Связь между этими величинами описывается газовыми законами.





1. **Закон объемных отношений:** при постоянной температуре и давлении объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа (1808 г., Гей-Люссак).

Например, при взаимодействии двух объемов водорода и одного объема кислорода образуется два объема водяного пара:



Связь между величинами массы, давления, объема и температуры описывается следующими законами:



2. Закон Бойля–Мариотта (1692 г.): для данной массы газа при постоянной температуре (изотермический процесс,  $T = const$  ) объем обратно пропорционален давлению:

$$P \cdot V \text{ или } const \quad (1) \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$$



В 1792 г. Жак Шарль и Жозеф Луи Гей-Люссак установили зависимость, в соответствии с которой объем газа увеличивается пропорционально повышению температуры при  $P = const$ :

**2. Закон Гей-Люссака:** для данной массы газа при постоянном давлении объем прямо пропорционален абсолютной температуре:

$$\frac{V}{T} = const$$

$$(2) \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$





**3. Закон Шарля (1787 г.):** Для данной массы газа при постоянном объеме ( $V = const$ ) давление прямо пропорционально абсолютной температуре:

$$\frac{P}{T} = const$$

$$(3) \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

## 4. Объединенный газовый закон

Комбинируя и преобразуя уравнения 1 и 2, получаем зависимость, получившая название универсального (объединенного) газового закона:

$$(4) \quad \frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$



# СУРГУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Для 1 моль газа уравнение (4) преобразуется в выражение:

$$(5) PV = RT$$

для  $n$  молей:

$$(6) PV = nRT$$

Данное выражение известно, как **уравнение Менделеева –Клапейрона**.



**5. Закон Авогадро (1811 г.):** в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (давлении и температуре) содержится одинаковое число молекул.



**6. Закон парциальных давлений Д. Дальтона:** общее давление системы равно сумме парциальных давлений компонентов:

$$P_{\text{общ}} = P_1 + P_2 + \dots + P_i$$

где  $i$  – число компонентов системы.

Вводя в выражение 8 значение давлений из уравнения Менделеева – Клапейрона, получают выражение Вант-Гоффа:

$$P_{\text{общ}}V = n_1RT + n_2RT + \dots + n_iRT = RT \sum n_i$$

$$P_i = \frac{n_iRT}{V}$$



**7. Закон Рауля:** относительное понижение давления насыщенного пара над раствором пропорционально мольной доле вещества:

$$\frac{P_i}{P_{\text{общ}}} (10) \frac{n_i}{\sum n_i} = \chi$$

где  $\chi$  – молярная доля газа в системе.





# СУРГУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ



Идеальный газ с точки зрения молекулярно-кинетической теории – это простейшая модель реального газа.

В молекулярно-кинетической теории идеальным газом называют газ, состоящий из молекул, взаимодействие между которыми пренебрежимо мало. Иными словами, предполагается, что средняя кинетическая энергия молекул идеального газа во много раз больше потенциальной энергии их взаимодействия.

Реальные газы ведут себя подобно идеальному газу при достаточно больших разрежениях, т. е. когда среднее расстояние между молекулами во много раз больше их размеров. В этом случае силами притяжения между молекулами можно полностью пренебречь. Силы же отталкивания проявляются лишь на ничтожно малых интервалах времени при столкновениях молекул друг с другом.



# СУРГУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ



Допущения молекулярно-кинетической теории газов:

1. Молекулы газа – это материальные точки с определенной массой, размеры которых малы по сравнению с расстоянием между ними;
2. Молекулы движутся хаотично и непрерывно, а между столкновениями движутся прямолинейно;
3. Скорости молекул могут меняться от 0 до  $+\infty$ ;
4. Между молекулами нет ни сил притяжения, ни сил отталкивания, поэтому при столкновении они ведут себя как упругие шары:

$$PV = \frac{1}{3} Nm \bar{v}^2$$

$N$  – число молекул газа;

$m$  – масса молекул газа;

$\bar{v}^2$  - среднеквадратичная скорость движения молекул.



# СУРГУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Среднеквадратичную скорость движения молекул определяют как:

$$\bar{v}^2 = \sqrt{\frac{v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_n^2}{n}},$$

Среднюю кинетическую энергию можно рассчитать:

$$\bar{E}_{\text{кинет}} = \frac{m\bar{v}^2}{2}$$

Тогда

$$PV = \frac{2}{3} \frac{Nm\bar{v}^2}{2} = \frac{2}{3} N\bar{E}_{\text{кинет}}$$

Решая это уравнение совместно с уравнением Менделеева-Клапейрона, получаем:

$$nPV = \frac{2}{3} N\bar{E}_{\text{кинет}}$$





# СУРГУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Следовательно  $\bar{E}_{\text{кинет}} = \frac{3}{2} \frac{nRT}{N},$

где  $n$  – количество вещества:  $n = \frac{N}{N_A}$

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Получаем,  $\bar{E}_{\text{кинет}} = \frac{3}{2} k_B T,$

где  $k_B = 1,381 \cdot 10^{-23} \text{ Дж} / \text{К}$  константа Больцмана



# СУРГУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ



Спасибо за внимание!  
Вопросы?

