

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
ДЕПАРТАМЕНТ НАУЧНО-ТЕХНОЛОГИЧЕСКОЙ ПОЛИТИКИ И ОБРАЗОВАНИЯ  
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ  
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»  
(ФГБОУ ВО Донской ГАУ)  
Донской аграрный колледж

УТВЕРЖДАЮ  
Проректор по УР и ЦТ  
\_\_\_\_\_  
Ширяев С.Г.  
«29» августа 2023 г.  
М.П.

## ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

СОО.02.01 Химия

---

Специальность 36.02.01 Ветеринария  
(на базе основного общего образования)  
Форма обучения очная

---

**Организация-разработчик:** федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Донской государственный аграрный университет»

**Разработчик:**  
Шкуракова Е.А. \_\_\_\_\_  
ФИО (подпись) доцент канд.тех.наук  
(должность) (ученая степень) (ученое звание)

**Рассмотрено и рекомендовано:**

На заседании Методического совета Колледжа протокол заседания от 28.08.2023 № 1

Директор Донского аграрного колледжа \_\_\_\_\_ Широкова Н.В.  
(подпись) ФИО

п. Персиановский, 2023 г.

## 1. Общие положения

Контрольно-оценочные средства предназначены для контроля и оценки образовательных достижений обучающихся, освоивших программу дисциплины СОО.02.01 Химия.

Фонд оценочных средств включает контрольно-оценочные средства для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации в форме экзамена.

Текущий контроль успеваемости проводится в течение семестра в форме периодического выборочного устного опроса по пройденным разделам и контроля за выполнением заданий на лабораторных и практических занятиях.

## 2. Результаты освоения дисциплины, подлежащие проверке

Результаты обучения (умения, знания, общие компетенции)	Основные показатели оценки результатов	Форма контроля и оценивания
<p><b>уметь:</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>- владеть основными методами научного познания, используемыми в химии: наблюдение, описание, измерение, эксперимент; обрабатывать, объяснять результаты проведенных опытов и делать выводы; готовность и способность применять методы познания при решении практических задач;</li><li>- исследовать свойства неорганических и органических веществ, объяснять закономерности протекания химических реакций, прогнозировать возможность их осуществления;</li><li>- давать количественные оценки и проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям;</li><li>- выдвигать гипотезы на основе знаний о составе, строении вещества и основных химических законах, проверять их экспериментально, формулируя цель исследования;</li><li>- владеть методами самостоятельного планирования и проведения химических экспериментов с соблюдением правил безопасной работы с веществами и лабораторным оборудованием; уметь описать,</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>- проведение химических реакций по получению и применению органических и неорганических веществ;</li><li>- расчет концентраций веществ различными методами;</li><li>- анализ экспериментальных данных и их расчет в соответствии с заданием;</li><li>- владение техникой работы с химическим оборудованием.</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>- Периодический устный опрос</li><li>- Наблюдение и оценка качества работ на лабораторных и практических занятиях</li><li>- Контроль самостоятельной работы</li><li>- Экзамен</li></ul>

<p>проанализировать и оценить достоверность полученного результата;</p> <p>- прогнозировать, анализировать и оценивать с позиций экологической безопасности последствия бытовой и производственной деятельности человека, связанной с переработкой веществ.</p>		
<p><b>знать:</b></p> <p>-представления о месте химии в современной научной картине мира; понимание роли химии в формировании кругозора и функциональной грамотности человека для решения практических задач; об общих химических закономерностях, законах, теориях;</p> <p>-основополагающие химические понятия, теории, законы и закономерности;</p> <p>-химическую терминологию и символику;</p> <p>-правила техники безопасности при использовании химических веществ;</p> <p>-собственную позицию по отношению к химической информации, получаемой из разных источников;</p> <p>-для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья овладение основными доступными методами научного познания;</p> <p>-для слепых и слабовидящих обучающихся овладение правилами записи химических формул с использованием рельефно-точечной системы обозначений Л. Брайля.</p>	<p>- основные законы химии;</p> <p>- основные классы неорганических и органических соединений;</p> <p>- свойства основных классов органических и неорганических соединений;</p> <p>- реакции определения неорганических и органических веществ в биологических объектах;</p> <p>- технологию выполнения реакций взаимодействия химических веществ.</p>	<p>– Периодический устный опрос</p> <p>– Наблюдение и оценка качества работ на лабораторных и практических занятиях</p> <p>– Контроль самостоятельной работы</p> <p>– Экзамен</p>

### 3. Контрольно-оценочные материалы текущего контроля

В качестве контрольно-оценочных материалов текущего контроля используются:

#### 3.1. Периодический устный опрос

##### Раздел 1 Основные законы химии

1. История развития химии.
2. Метод полуреакций.
3. Тепловой эффект химических реакций.
4. Эквивалент соли, основания, кислоты.
5. Строение комплексных соединений.
6. Метод электронно-ионного баланса.
7. Порядок заполнения электронных орбиталей.
8. Водородный показатель растворов
9. Особенности строения атомов d-элементов.
10. Методы определения pH среды.
11. Виды химической связи.
12. Теория ОВР.
13. Классы неорганических соединений.
14. Виды гидролиза.
15. Влияние среды на протекание ОВР.
16. Виды концентраций.
17. Условия протекания химических реакций.
18. Правило Хунда, правило Клечковского.
19. Водородная и металлическая связь.
20. Теория электролитической диссоциации.
21. Диссоциация, константа диссоциации.
22. Гидролиз, константа гидролиза.
23. Периодическая система Д.И.Менделеева.
  24. Виды солей.
  25. Способы получения солей.
  26. Ковалентная и ионная связь
  27. Классификации химических реакций
  28. Гидролиз, степени гидролиза, pH солей.
  29. Виды концентраций.

##### Раздел 2 Неорганическая химия.

1. Какова электронная конфигурация атомов элементов 7-й группы? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите примеры соединений этих элементов в различных степенях окисления.

2. Как меняются по группе F-Cl-Br-I: а) радиусы атомов, б) первый потенциал ионизации, в) электроотрицательность атомов?

3. Какие из перечисленных соединений встречаются в природе: NaF, CaF<sub>2</sub>, NaCl, HCl, KClO<sub>3</sub>, Br<sub>2</sub>, NaBr, NaBrO<sub>4</sub>, NaI, NaIO<sub>3</sub>? Как получают галогены в виде простых веществ в промышленности и в лаборатории? Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. Как изменяются окислительные свойства в ряду галогенов  $F_2-CI_2-Br_2-I_2$ ? Проиллюстрируйте эту закономерность примерами химических реакций.
5. В чем проявляются особенности фтора по сравнению с другими галогенами? Для окислительно-восстановительных процессов напишите электронно-ионные уравнения полуреакций.
6. Как изменяется в ряду галогеноводородов  $HF-HCl-HBr-HI$ : а) межатомное расстояние, б) прочность связи, в) кислотные свойства их растворов в воде?
7. Как изменяются восстановительные свойства в ряду галогеноводородов  $HF-HCl-HBr-HI$ ? Проиллюстрируйте эту закономерность примерами химических реакций.
8. Как получают галогеноводороды? Для окислительно-восстановительных процессов напишите электронно-ионные уравнения полуреакций.
9. Как галогены реагируют с водой? Напишите уравнения соответствующих реакций. Дайте определение реакции диспропорционирования.
10. Каково пространственное строение анионов оксокислот хлора  $HClO$ ,  $HClO_2$ ,  $HClO_3$ ,  $HClO_4$  и название кислот и их солей.
11. Как меняется сила кислот в 7 ряду  $HClO-HClO_2-HClO_3-HClO_4$ ?
12. Для какой соли,  $KClO$  или  $KClO_3$ , значение pH растворов с одинаковой концентрацией будет больше, почему?
13. Как меняются окислительные свойства в ряду  $HClO-HClO_2-HClO_3-HClO_4$ ?
14. Сопоставьте по ряду оксокислот  $HClO_3-HBrO_3-HIO_3$ : а) окислительные свойства, б) кислотные свойства, в) термическую устойчивость. Приведите примеры взаимодействия этих кислот с  $I_2$ . Напишите уравнения соответствующих реакций.
15. Предложите способ получения  $KCl_4 \cdot 2H_2O$ , используя в качестве единственного источника хлора  $KCl$ , а в качестве единственного источника иода –  $KI$ . а) Напишите уравнения всех реакций и укажите условия их проведения. б) Напишите уравнения реакций взаимодействия этого соединения с избытком воды и с раствором КОН.
16. Приведите примеры (галогениды, оксиды, гидриды) близких свойств соединений бора и кремния и различия в свойствах одностипных соединений углерода. Напишите уравнения соответствующих реакций.
17. Объясните, можно ли хранить плавиковую кислоту ( $HF$ ) в стеклянной посуде? Почему
18. Предложите несколько способов перевода в растворимые 2-4 соединения оксида кремния  $SiO_2$ . Напишите уравнения всех предложенных Вами реакций, укажите условия их проведения.
19. Характерны ли для соединений элементов 4-й группы ОВР? Приведите примеры.
20. Известно, что в ряду элементов  $Si, Ge, Sn, Pb$  устойчивость соединений в низшей положительной степени окисления увеличивается. Докажите уравнениями.
21. Подтвердите устойчивость  $Pb^{2+}$  уравнениями реакции  $PbO_2$  с  $HCl$ . Приведите пример другой группы Периодической системы, в которой существует такая же закономерность.
22. Объясните, почему для разделения смеси сульфидов  $PbS$  и  $Sb_2S_3$  можно использовать растворы сульфида  $(NH_4)_2S$  или полисульфида  $(NH_4)_2S_2$ . Напишите уравнения соответствующих реакций.
23. Напишите уравнение реакции взаимодействия  $Na_2[Sn(OH)_4]$  с  $Bi(OH)_3$ .
24. Используя в качестве примера цинк и медь, напишите уравнения взаимодействия металла с азотной кислотой различной концентрации: 2, 30, 60%.
25. Как изменяются восстановительные свойства в ряду  $NH_3-PH_3-AsH_3-SbH_3-BiH_3$ ? Подтвердите ответ примерами химических реакций. Как получают  $PH_3$  и  $SbH_3$ ?
26. В трех пробирках без этикеток находятся растворы солей:  $NaH_2PO_2$ ,  $Na_2SO_3$  и  $Na_2H_2P_2O_7$ . Предложите химический способ определения содержимого каждой

пробирки. Напишите последовательно уравнения всех предложенных Вами реакций и укажите, на основании каких свойств Вы распознали каждую из солей.

27. Какие процессы протекают при взаимодействии  $\text{BF}_3$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{SiCl}_4$  с водой? Какие комплексные частицы образуются во фторидных растворах? Напишите уравнения соответствующих реакций. Какова реакция среды получившихся растворов:  $\text{pH}$ ?

28. Известно, что в ряду элементов  $\text{P}-\text{As}-\text{Sb}-\text{Bi}$  устойчивость соединений в высшей степени окисления уменьшается. Каков состав соединений, образующихся при горении на воздухе фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута?

29. Как меняются окислительные свойства в ряду  $\text{HNO}_2-\text{HNO}_3$ ? Проиллюстрируйте ответ примерами химических реакций разбавленных растворов этих кислот с одним и тем же восстановителем. Напишите электронно-ионные уравнения полуреакций

30. Какие процессы протекают при взаимодействии  $\text{BF}_3$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{SiCl}_4$  с водой? Какие комплексные частицы образуются во фторидных растворах? Напишите уравнения соответствующих реакций. Какова реакция среды получившихся растворов:  $\text{pH}$ ?

### Раздел 3 Органическая химия

1. Органическая химия как наука. История развития связи с другими науками.
2. Особенности соединений углерода, их многообразие и роль в живой природе.
3. Основные положения теории Бутлерова.
4. Гомологический ряд, углеводородный радикал, функциональные группы. Классификация органических соединений.
5. Явление изомерии. Пространственная и структурная изомерия.
6. Правила современной международной номенклатуры ИЮПАК.
7. Строение электронной оболочки атома углерода. Гибридизация. Типы химических связей, их свойства.
8. Алканы. Гомологический ряд, строение, изомерия, методы получения. Физические и химические свойства, применение. Электронное строение.
9. Алкены. Гомологический ряд. Изомерия: структурная и пространственная. Способы получения, свойства. Электронное строение двойной связи.
10. Алкадиены. Представители. Типы связей. Получение, химические свойства. Каучуки. Электронное строение сопряженных связей.
11. Алкины. Гомологический ряд, строение, изомерия, методы получения, физические и химические свойства, применение. Электронное строение тройной связи.
12. Спирты. Определение. Предельные одноатомные спирты. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия, методы получения, химические свойства, применение.
13. Спирты. Двухатомные. Представители. Номенклатура, методы получения, химические свойства, применение.
14. Спирты. Трёхатомные. Номенклатура, методы получения, химические свойства, применение.
15. Альдегиды. Определение. Гомологический ряд предельных альдегидов, номенклатура, изомерия, методы получения.
16. Альдегиды. Определение. Гомологический ряд предельных альдегидов. Химические свойства /реакции присоединения, окисления/.
17. Альдегиды. Определение. Гомологический ряд предельных альдегидов. Химические свойства /реакции замещения, полимеризации, альдольно-кетоновой конденсации/.
18. Кетоны. Определение. Гомологический ряд кетонов, номенклатура, изомерия, методы получения.
19. Карбоновые кислоты. Одноосновные предельные. Определение. Гомологический ряд,

- номенклатура, изомерия, методы получения.
20. Карбоновые кислоты. Одноосновные предельные. Определение. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия. Химические свойства. Применение.

#### Раздел 4 Начала химического анализа

1. Классификация методов анализа.
2. Основные понятия и характеристика в качественном анализе.
3. Классификация методов анализа.
4. Виды качественного анализа.
5. Основные требования к аналитическим реакциям.
6. Kt I группы. Реагент. Характерные реакции.
7. Kt II группы. Реагент. Характерные реакции.
8. Kt III группы. Реагент. Характерные реакции.
9. An I группы. Реагент. Характерные реакции.
10. An II группы. Реагент. Характерные реакции.
11. An III группы. Реагент. Характерные реакции.
12. Особенности аналитических реакций и способы их выполнения.
13. Лабораторное оборудование и техника проведения качественного анализа.
14. Общие понятия количественного анализа. Его задачи.
15. Современная классификация методов количественного анализа.
16. Лабораторное оборудование и техника проведения количественного анализа.

#### Критерии оценки устных ответов

Критерии	Качественная оценка образовательных результатов
Ответы на вопросы даны в полном объеме, высказывания связные и логичные, использована научная лексика, приведены примеры.	Отлично
Вопрос раскрыт не в полном объеме, высказывания в основном связные и логичные, использована научная лексика, приведены примеры. Ответы на вопросы сигнализируют о наличии проблемы в понимании темы.	Хорошо
Ответы на вопросы в значительной степени зависят от помощи со стороны преподавателя. Высказывания несвязные и нелогичные. Научная лексика не использована, примеры не приведены.	Удовлетворительно
Ответы на вопросы отсутствуют.	Неудовлетворительно

#### 3.2. Пример заданий коллоквиума

##### Коллоквиум 1

##### Вариант 0

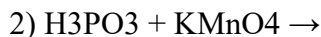
1. Условия протекания химических реакций.
2. Условия необратимости химических реакций.
3. 1г калия соединяется с 2г брома. Найти массу брома, если масса хлора равна 35,5 г.

4. Напишите полную электронную формулу, распределите валентные электроны по квантовым ячейкам, укажите возможные степени окисления, оксиды, гидриды, гидроксиды, кислоты и соли для элемента № 30
5.  $\text{As}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \dots$ . Напишите уравнения реакций получения всех возможных солей в молекулярной и ионной форме. Назовите соли.

### Коллоквиум №2

#### Вариант №0

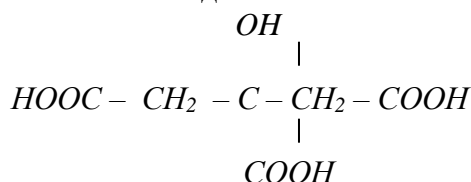
1. Классификация солей в гидролизе
2. Как меняются окислительные свойства в ряду  $\text{HClO}-\text{HClO}_2-\text{HClO}_3-\text{HClO}_4$
3. Какое количество вещества кислорода необходимо для сгорания 54 г алюминия?
4. Какая масса оксида алюминия образуется при взаимодействии алюминия с 0,5 моль кислорода? Рассчитай pH раствора гидрокарбоната калия, если концентрация ионов  $\text{OH}^-$  0,0003 моль/л
5. Напишите уравнения реакций и электронно-ионные уравнения полуреакций для следующих процессов:



### Коллоквиум 3

#### Вариант 0

1. Основные положения теории Бутлерова.
2. Спирты. Определение. Предельные одноатомные спирты. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия, методы получения.
3. Правило Морковникова.
4. Назовите соединение по ИЮПАК:



5. Напишите графическую формулу янтарной кислоты.

### Коллоквиум №4

#### Вариант №0

1. Классификация методов анализа.
2. Виды качественного анализа.
3. Кt I группы. Реагент. Характерные реакции.
4. An I группы. Реагент. Характерные реакции.
5. Лабораторное оборудование и техника проведения качественного анализа.

### Критерии оценки коллоквиума

85-100% правильных ответов – 5 баллов;

75-84% правильных ответов – 4 балла;

55-74% правильных ответов – 3 балла;



Менее 55% правильных ответов – 2 балла.

### **3.3. Оценка выполненных практических и лабораторных работ, контроль самостоятельной работы**

Оценка выполненных практических и лабораторных работ включает оценку качества решения задач и вычислений лабораторных работ, в ходе которых студент должен продемонстрировать знания теоретических основ предлагаемых разделов, проявить практические навыки выполнения лабораторных работ и решения задач.

Критерии оценивания:

– «отлично» – студент знает последовательность выполнения задания, выполненные практические задания и лабораторные работы содержат всем необходимые условности и требования;

– «хорошо» – студент знает требования к оформлению лабораторных работ и решению задач, однако имеются незначительные неточности при их оформлении;

– «удовлетворительно» – студент имеет понятия о правилах решения задач и выполнения лабораторных работ; выполненные работы имеют некоторые неточности и ошибки при вычислениях.

– «неудовлетворительно» – практические задания и лабораторные работы не соответствуют требованиям выполнения, расчёты имеют значительные ошибки.

#### **Оценка за семестр**

Семестровая оценка определяется как округленное до целого числа среднее арифметическое оценок текущего контроля, полученных в течение семестра.

#### 4. Контрольно-оценочные материалы для промежуточной аттестации

Учебным планом по дисциплине «Химия» предусмотрена промежуточная аттестация в форме экзамена.

##### 4.1. Задания

Пример задания (билета):

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
ДЕПАРТАМЕНТ НАУЧНО-ТЕХНОЛОГИЧЕСКОЙ ПОЛИТИКИ И ОБРАЗОВАНИЯ  
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ  
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»  
(ФГБОУ ВО Донской ГАУ)  
Донской аграрный колледж

Кафедра "Естественнонаучных дисциплин"  
Дисциплина: СОО.02.01 «Химия»

Утверждено на заседании  
кафедры, протокол  
№ \_\_ от " \_\_ " \_\_\_\_\_ 20\_\_ г.

Направление подготовки: \_\_\_\_\_

Инструкция:

1. Внимательно прочтите задание.
2. Максимальное время выполнения задания: 60 мин.
3. Вы можете пользоваться калькулятором.

Билет № 0

1. Спирты. Определение. Предельные одноатомные спирты. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия, методы получения.
2. Закон сохранения массы веществ.
3. Напишите графическую формулу янтарной кислоты.
4. Задача. Процентная концентрация раствора соляной кислоты 10% с плотностью 1,15 г/мл. Определите молярную концентрацию раствора.

Преподаватель \_\_\_\_\_  
(подпись) (ФИО)  
(ФИО)

Зав. кафедрой \_\_\_\_\_  
(подпись)

**Варианты заданий**  
**Вопросы к экзамену по дисциплине «Химия»**

1. История развития химии.
2. Метод полуреакций.
3. Тепловой эффект химических реакций.
4. Эквивалент соли, основания, кислоты.
5. Строение комплексных соединений.
6. Метод электронно-ионного баланса.
7. Порядок заполнения электронных орбиталей.
8. Водородный показатель растворов
9. Особенности строения атомов d-элементов.
10. Методы определения рН среды.
11. Виды химической связи.
12. Теория ОВР.
13. Классы неорганических соединений.
14. Виды гидролиза.
15. Влияние среды на протекание ОВР.
16. Виды концентраций.
17. Условия протекания химических реакций.
18. Правило Хунда, правило Клечковского.
19. Водородная и металлическая связь.
20. Теория электролитической диссоциации.
21. Диссоциация, константа диссоциации.
22. Гидролиз, константа гидролиза.
23. Периодическая система Д.И. Менделеева.
24. Виды солей.
25. Способы получения солей.
26. Ковалентная и ионная связь
27. Классификации химических реакций
28. Гидролиз, ступени гидролиза, рН солей.
29. Виды концентраций.
30. Органическая химия как наука. История развития связи с другими науками.
31. Особенности соединений углерода, их многообразие и роль в живой природе.
32. Основные положения теории Бутлерова.
33. Гомологический ряд, углеводородный радикал, функциональные группы. Классификация органических соединений.
34. Явление изомерии. Пространственная и структурная изомерия.
35. Правила современной международной номенклатуры ИЮПАК.
36. Строение электронной оболочки атома углерода. Гибридизация. Типы химических связей, их свойства.
37. Алканы. Гомологический ряд, строение, изомерия, методы получения. Физические и химические свойства, применение. Электронное строение.
38. Алкены. Гомологический ряд. Изомерия: структурная и пространственная. Способы получения, свойства. Электронное строение двойной связи.
39. Алкадиены. Представители. Типы связей. Получение, химические свойства. Каучуки. Электронное строение сопряженных связей.
40. Алкины. Гомологический ряд, строение, изомерия, методы получения, физические и химические свойства, применение. Электронное строение тройной связи.
41. Спирты. Определение. Предельные одноатомные спирты. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия, методы получения, химические свойства,

- применение.
42. Спирты. Двухатомные. Представители. Номенклатура, методы получения, химические свойства, применение.
  43. Спирты. Трёхатомные. Номенклатура, методы получения, химические свойства, применение.
  44. Альдегиды. Определение. Гомологический ряд предельных альдегидов, номенклатура, изомерия, методы получения.
  45. Альдегиды. Определение. Гомологический ряд предельных альдегидов. Химические свойства /реакции присоединения, окисления/.
  46. Альдегиды. Определение. Гомологический ряд предельных альдегидов. Химические свойства /реакции замещения, полимеризации, альдольно-кратоновой конденсации/.
  47. Кетоны. Определение. Гомологический ряд кетонов, номенклатура, изомерия, методы получения.
  48. Карбоновые кислоты. Одноосновные предельные. Определение. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия, методы получения.
  49. Карбоновые кислоты. Одноосновные предельные. Определение. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия. Химические свойства. Применение.

### Критерии оценивания

Экзаменационный билет содержит два теоретических вопроса. Оценивание производится по каждому вопросу билета. Ответы на теоретические вопросы оцениваются следующим образом:

Правильный, полный ответ, содержит необходимые ответы и полное решение задач – 5 баллов;

Правильный, не полный ответ, содержит необходимые расчеты в задачах – 4 балла;

Не точный, не полный ответ – 3 балла;

Неверный ответ/отсутствие ответа – 2 балла.

Итоговая оценка по экзамену определяется как округленное до целого числа среднее арифметическое баллов семестровой оценки (текущего контроля) и баллов по каждому вопросу билета.

### 5 Задания открытого и закрытого типа для проверки остаточных знаний

*Задания закрытого типа*

1. **Что называется химическим элементом...**(выбор одного варианта ответа)

1. Семейство разнородных атомов.
2. Вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра.
3. Совокупность атомов и молекул, взятых в стехиометрическом соотношении.
4. Число частиц, содержащихся в одном грамме любого вещества.

Правильный ответ: 2

2. **При каком из царей в России появилась первая аптека...** (выбор одного варианта ответа)

1. Петр 1
2. Борис Годунов
3. Елизавета Петровна
4. Иван Грозный

Правильный ответ: 4

3. Укажите порядок расположения элементов с электронной конфигурацией атома -  $4s^2 4p^5$  по подгруппе сверху вниз (согласно таблице Менделеева)...

1. бром
2. хлор
3. фтор
4. йод

Правильный ответ: 3,2,1,4

4. Автором закона сохранения массы веществ является... (выбор одного варианта ответа)

1. Авогадро
2. Менделеев
3. Ломоносов
4. Гесс

Правильный ответ: 3

5. Расположите представленные соединения по мере убывания количества атомов углерода в составе вещества...

1. Пентан
2. Гексан
3. Метан
4. Октан

Правильный ответ: 4,2,1,3

*Задания открытого типа*

6. Смешали 300г раствора мочевины с массовой долей 20% и 500г раствора этой же соли с массовой долей 40%. Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе...

Правильный ответ:  $\omega = (300 \cdot 0,2 + 500 \cdot 0,4) / (300 + 500) = 0,325$  (32,5%)

7. Свойства элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел, стоят в периодической зависимости от их атомного веса – закон – периодический закон. Автор \_\_\_\_\_.

Правильный ответ: Д.И. Менделеев.

8. Какой из элементов периодической системы является самым сильным восстановителем...

Правильный ответ: литий

9. При дегидратации вторичных и третичных спиртов и при дегидрогалогенировании вторичных и третичных галогенидов водород отщепляется преимущественно от наименее гидрогенизированного атома углерода – это правило.....

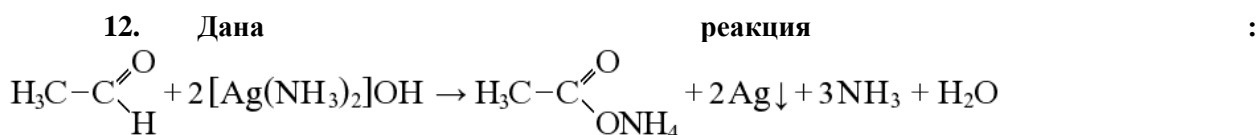
Правильный ответ: Зайцева.

10. При присоединении протонных кислот и воды к несимметричным алкенам и алкинам атом водорода присоединяется к наиболее гидрогенизированному атому углерода – это правило.....

Правильный ответ: Марковникова.

11. Дана реакция:  $3\text{CH}_2=\text{CH}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} = 3\text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2\text{OH} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$   
Автором данной реакции является.....

Правильный ответ: Вагнер.



### Напишите название реакции

Правильный ответ: Реакция «Серебряного зеркала»

**13. Какой тип гибридизации характерен для третьего валентного состояния углерода...**

Правильный ответ:  $sp^3$  – гибридизация.

**14. К какому типу гидролиза принадлежит соль  $AlCl_3$ :**

Правильный ответ:

Соль образована слабым основанием и сильной кислотой – гидролиз по катиону.

**15. К какому типу гидролиза принадлежит соль  $Na_2CO_3$ :**

Правильный ответ: Соль образована сильным основанием и слабой кислотой – гидролиз по аниону.

**16.  $NO_2 + P_2O_3 + \dots = NO + K_2HPO_4 + \dots$**

**Определите окислитель и восстановитель**

Правильный ответ: Азот – окислитель, фосфор – восстановитель.

**17.  $NO + KClO + \dots = KNO_3 + KCl + \dots$  Определите окислитель и восстановитель.**

Правильный ответ: Хлор - окислитель, азот – восстановитель.

**18. Молекула алкана содержит 8 атомов водорода. Молярная масса алкана равна...**

Правильный ответ: 44

**19. Расположите представленные соединения по мере убывания количества атомов углерода в составе вещества и назовите их:  $CH_4$ ,  $C_5H_{12}$ ,  $C_6H_{14}$ ,  $C_8H_{18}$ .**

Правильный ответ: Октан Гексан Пентан Метан.

**20. Какой из элементов периодической системы является самым сильным окислителем...**

Правильный ответ: фтор

### Вопросы к экзамену

1. Тепловой эффект химических реакций.

Тепловым эффектом химической реакции называется количество теплоты, выделившееся (или поглотившееся) в ходе реакции и относимое к 1 моль прореагировавшего (или образовавшегося) вещества. Тепловой эффект обозначается буквой  $Q$  и, как правило, измеряется в кДж/моль или в ккал/моль. Если реакция происходит с выделением тепла ( $Q > 0$ ), она называется экзотермической, а если с поглощением тепла ( $Q < 0$ ) – эндотермической.

2. Теория ОВР.

**Окисление** – процесс отдачи электронов. Вещества (атом, молекула, ион), которые отдают электроны, называются восстановителями. В процессе реакции восстановитель окисляется, а значение степени окисления повышается.

Типичными восстановителями являются:

а) металлы, водород, углерод,  $CO$ ,  $H_2S$ ,  $SO_2$ ,  $H_2SO_3$  и соли сернистой кислоты;

б) бескислородные кислоты:  $HI$ ,  $HBr$ ,  $HCl$ ,  $H_2S$ ;

в) соединения азота:  $HNO_2$ ,  $NH_3$ ,  $N_2H_4$ ,  $NO$ ;

г) соли, в которых степень окисления у катионов может возрастать:  $SnCl_2$ ,  $FeSO_4$ ,  $Cr_2(SO_4)_3$ ;

д) органические соединения: спирты, альдегиды, муравьиная и щавелевая кислоты, глюкоза.

**Восстановление** – процесс присоединения электронов. Вещества, которые присоединяют электроны, называются окислителями. В процессе ОВР окислитель восстанавливается, значение степени окисления понижается. Типичными окислителями являются:

- а) галогены,  $O_2$ ,  $O_3$ ,  $KMnO_4$ , соли хромовых кислот  $K_2Cr_2O_7$  и;  $K_2CrO_4$ ;
- б) кислоты:  $HNO_3$ ,  $H_2SO_{4\text{ конц}}$ ,  $HMnO_4$ ,  $H_2CrO_4$ ;
- в) оксиды металлов:  $CuO$ ,  $Ag_2O$ ,  $PbO_2$ ,  $CrO_3$ ,  $MnO_2$ ;
- г) хлорид железа (III)  $FeCl_3$ , гипохлориты, хлораты и перхлораты.

21. Порядок заполнения электронных орбиталей.

**Принцип минимума энергии:** из множества возможных состояний электрона реализуется то, в котором энергия атома минимальна. Этот принцип конкретизируется правилами Клечковского.

1). Из множества свободных орбиталей электрон займет ту, где меньше значение суммы  $(n+L)$ .

2). Из множества свободных орбиталей с одинаковыми значениями сумм  $(n+L)$  электрон займет ту, где меньше  $n$ .

**Принцип Паули:** в атоме не могут одновременно находиться электроны, состояние которых описывается одинаковыми значениями всех квантовых чисел. Следствие: на одной орбитали могут находиться максимум два электрона, у которых значения  $m_s$  обязательно различны.

**Правило Гунда:** при заполнении подуровня модуль суммы спиновых квантовых чисел электронов должен быть максимально возможным. На практике это выполняется последовательным размещением на каждой орбитали подуровня сначала по одному электрону с параллельными спинами, а затем по второму с антипараллельными спинами.

3. Водородный показатель растворов.

Водородный показатель –  $pH$  – это мера активности (в случае разбавленных растворов отражает концентрацию) ионов водорода в растворе, количественно выражающая его кислотность, вычисляется как отрицательный (взятый с обратным знаком) десятичный логарифм активности водородных ионов, выраженной в молях на литр.

$$pH = - \lg[H^+]$$

4. Виды химической связи.

Химическая связь — это взаимодействие частиц (атомов, ионов), осуществляемое путем обмена электронами. Различают несколько видов связи.

1) Ковалентная связь образуется в результате обобществления электронов (с образованием общих электронных пар), которое происходит в ходе перекрывания электронных облаков. В образовании ковалентной связи участвуют электронные облака двух атомов.

а) Ковалентная неполярная связь образуется между атомами неметалла одного и того же химического элемента. Такую связь имеют простые вещества, например  $O_2$ ;  $N_2$ ;

б) Ковалентная полярная связь образуется между атомами различных неметаллов.

2) Ионной называется связь между ионами, т. е. заряженными частицами, образовавшимися из атома или группы атомов в результате присоединения или отдачи электронов. Ионная связь характерна для солей и щелочей.

Для ковалентной неполярной, полярной и ионной связи общим является участие в образовании связи внешних электронов, которые еще называют валентными. Различие же состоит в том, насколько электроны, участвующие в образовании связи, становятся

общими. Если эти электроны в одинаковой мере принадлежат обоим атомам, то связь ковалент-ная неполярная; если эти электроны смещены к одному атому больше, чем другому, то связь ковалент-ная полярная. В случае, если электроны, участвующие в образовании связи, принадлежат одному атому, то связь ионная.

Металлическая связь — связь между ион-атомами в кристаллической решетке металлов и сплавах, осуществляемая за счет притяжения свободно перемещающихся (по кристаллу) электронов (Mg, Fe).

#### 5. Классы неорганических соединений.

В химии все многообразие неорганических веществ: принято разделять на две группы – простые и сложные. Простые вещества подразделяются на металлы и неметаллы. А сложные – на производные от простых, образованные путем их взаимодействия с кислородом, водой и между собой. Эту классификацию неорганических веществ в виде схемы изображают следующим образом:



#### 6. Концентрация раствора - массовая доля.

Массовая доля — отношение массы растворённого вещества к массе раствора. Массовая доля измеряется в долях единицы или в процентах:

$$\omega = \frac{m_1}{m}$$

$$\omega(\%) = \frac{m_1}{m} \cdot 100\%$$

где:

- $\omega$  — массовая доля растворённого вещества в долях
- $\omega(\%)$  — массовая доля растворённого вещества в процентах
- $m_1$  — масса растворённого вещества, г;
- $m$  — общая масса раствора (масса растворённого вещества плюс масса растворителя) г.

#### 7. Условия протекания химических реакций.

К условиям возникновения и протекания химической реакции относятся:

- приведение реагирующих веществ в соприкосновение (контакт реагирующих веществ);
- нагревание до определённой температуры;
- освещение.

Для того чтобы вещества вступили в химическую реакцию, они должны соприкоснуться друг с другом. Для лучшего контакта вещества измельчают, перемешивают, растворяют или переводят в газообразное состояние.

#### 8. Теория электролитической диссоциации.



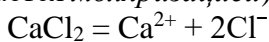
**Электролитами** называются *вещества, растворы которых обладают электрической проводимостью*. К электролитам относятся растворы кислот, солей и щелочей. Соли и щелочи проводят электрический ток не только в растворах, но и в расплавах. В 1887 г. шведский ученый Сванте Аррениус выдвинул теорию электролитической диссоциации.

**Электролитической диссоциацией** называется *процесс распада электролита на ионы под действием молекул растворителя*. Теория Аррениуса заключалась в следующем:

1. При растворении в воде (или расплавлении) электролиты распадаются на положительно (*катионы*) и отрицательно (*анионы*) заряженные ионы (т.е. подвергаются электролитической диссоциации).

2. Под действием электрического тока катионы двигаются к отрицательно заряженному электроду (*катоду*), а анионы – к положительно заряженному электроду (*аноду*).

3. Электролитическая диссоциация – процесс обратимый (обратная реакция называется *моляризацией*).



## 9. Гидролиз.

*Гидролизом солей называют реакции обмена между водой и растворенными в ней солями*. Гидролиз – частный случай сольволиза – реакции обмена между растворителем и растворенным веществом, разновидность реакций ионного обмена. В результате протекания гидролиза:

- происходит изменение pH среды;
- образуются малодиссоциирующие соединения.
- Различают обратимый и необратимый гидролиз солей<sup>[3][4]</sup>:
  1. Гидролиз соли слабой кислоты и сильного основания (гидролиз по аниону). Раствор имеет слабощелочную среду, реакция протекает **обратимо**.
  2. Гидролиз соли сильной кислоты и слабого основания (гидролиз по катиону). Раствор имеет слабокислую среду, реакция протекает **обратимо**.
  3. Гидролиз соли слабой кислоты и слабого основания. Равновесие смещено в сторону продуктов, гидролиз протекает **практически полностью**, так как оба продукта образуют осадок или газ:
    4. Соль сильной кислоты и сильного основания не подвергается гидролизу, и раствор нейтрален.

## 10. Периодическая система Д.И.Менделеева.

**Периодическая система химических элементов (таблица Менделеева)** — классификация химических элементов, устанавливающая зависимость различных свойств элементов от заряда их атомного ядра. Система является графическим выражением периодического закона, открытого русским учёным Д. И. Менделеевым в 1869 году и установившего зависимость свойств элементов от их атомного веса (в современных терминах, от атомной массы)

Расположение химических элементов в таблице Менделеева позволяет сопоставлять не только их атомные массы, но и химические свойства.

Вот как они изменяются в пределах группы (сверху вниз):

- Металлические свойства усиливаются, неметаллические ослабевают.
- Увеличивается атомный радиус.

- Усиливаются основные свойства гидроксидов и кислотные свойства водородных соединений неметаллов.

В пределах периодов (слева направо) свойства элементов меняются следующим образом:

- Металлические свойства ослабевают, неметаллические усиливаются.
- Уменьшается атомный радиус.

Возрастает электроотрицательность

#### 11. Классификация солей.

**Солями** называются сложные вещества формула молекулы которых, состоит из атомов металлов и кислотных остатков (иногда могут содержать водород). Например, NaCl – хлорид натрия, CaSO<sub>4</sub> – сульфат кальция и т. д.

Практически **все соли являются ионными соединениями**, поэтому в солях между собой связаны ионы кислотных остатков и ионы металла:

Na<sup>+</sup>Cl<sup>-</sup> – хлорид натрия

Ca<sup>2+</sup>SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> – сульфат кальция и т.д.

**Соль является продуктом частичного или полного замещения металлом атомов водорода кислоты. Отсюда различают следующие типы солей:**

**1. Средние соли** – все атомы водорода в кислоте замещены металлом: Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, KNO<sub>3</sub>

**2. Кислые соли** – не все атомы водорода в кислоте замещены металлом. Разумеется, кислые соли могут образовывать только двух- или многоосновные кислоты. Одноосновные кислоты кислых солей давать не могут: NaHCO<sub>3</sub>, NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> и т. д.

**3. Основные соли** можно рассматривать как продукты неполного, или частичного, замещения гидроксильных групп оснований кислотными остатками: Al(OH)SO<sub>4</sub>, Zn(OH)Cl и т.д.

По числу присутствующих в структуре катионов и анионов выделяют следующие типы солей: Простые соли — соли, состоящие из одного вида катионов и одного вида анионов (NaCl). Двойные соли — соли, содержащие два различных катиона (KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·12 H<sub>2</sub>O).. Смешанные соли — соли, в составе которых присутствует два различных аниона (Ca(OCl)Cl). Также различают гидратные соли (кристаллогидраты), в состав которых входят молекулы кристаллизационной воды, например, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>·10 H<sub>2</sub>O, и комплексные соли, содержащие комплексный катион или комплексный анион (K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>], Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>](OH)<sub>2</sub>

#### 12. Основные положения теории Бутлерова.

Основные положения теории строения А.М. Бутлерова:

Атомы в молекулах соединены друг с другом в определенной последовательности согласно их валентностям

Химическое строение можно устанавливать химическими методами

Свойства веществ зависят от их химического строения

По свойствам данного вещества можно определить строение его молекулы, а по строению молекулы - предвидеть свойства

Атомы и группы атомов в молекуле оказывают взаимное влияние друг на друга

#### 13. Гомологический ряд, углеводородный радикал, функциональные группы.

Органические соединения классифицируют, учитывая два основных структурных признака:

- строение углеродной цепи (углеродного скелета, кратность связей, наличие или отсутствие замкнутой цепи);

- наличие и строение функциональных групп.

**Углеродный скелет (углеродная цепь)**- последовательность химически связанных между собой атомов углерода.

**Функциональная группа** - атом или группа атомов, которые замещают в углеводородной молекуле один или несколько атомов водорода. **Функциональная группа** определяет принадлежность соединения к определенному классу и его химические свойства.

**Гомологи** – это соединения, сходные по химическим свойствам, состав которых отличается друг от друга на одну или несколько групп  $\text{CH}_2$ .

**Гомологический ряд** – это гомологи, расположенные в порядке возрастания их относительной молекулярной массы,

14. Явление изомерии.

*Изомеры* – это вещества, имеющие одинаковый состав и молекулярную массу, но разные физические и химические свойства. Различия в свойствах изомеров обусловлены различиями в их химическом или пространственном строении. В связи с этим различают виды изомерии:

1. Структурная изомерия.
2. Конформационная изомерия.
3. Геометрическая изомерия.
4. Оптическая изомерия.

15. Правила современной международной номенклатуры ИЮПАК.

**Правила составления названий по систематической международной номенклатуре ИЮПАК**

В основе правил номенклатуры ИЮПАК лежат принципы **заместительной номенклатуры**.

1. Основу названия соединения составляет корень слова, обозначающий предельный углеводород с тем же числом атомов, что и главная цепь (*мет-*, *эт-*, *проп-*, *бут-*, *пент-*, *гекс-* и т.д.).

2. К корню добавляют суффикс, характеризующий степень насыщенности:

**-ан** (предельный, нет кратных связей);

**-ен** (при наличии двойной связи);

**-ин** (при наличии тройной связи).

Если кратных связей несколько, то в суффиксе указывается число таких связей (**-диен**, **триен** и т.д.), а после суффикса обязательно указывается цифрами положение кратной связи, например:

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2$  бутен-1

$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$  бутен-2

$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$  бутадиен-1,3

3. Далее в суффикс выносятся название самой **старшей характеристической группы** в молекуле с указанием ее положения цифрой.

4. Прочие заместители обозначаются с помощью приставок **в алфавитном порядке**. Положение заместителей указывается цифрой перед приставкой, например: **3-метил**, **2-хлор**. Если в молекуле имеется несколько одинаковых заместителей, то перед названием этой группы словом указывается их количество (например, **диметил**, **трихлор**- и т.д.).

5. Все цифры в названиях молекул отделяются от слов **дефисом**, а друг от друга **запятыми**.

6. Проводят нумерацию главной углеродной цепи так, чтобы старшая характеристическая группа имела наименьший порядковый номер.

16. Алканы. Гомологический ряд, строение, изомерия.

Алканы — углеводороды, состав которых выражается общей формулой  $C_nH_{2n+2}$

Все атомы углерода в молекулах алканов находятся в состоянии  $sp^3$ -гибридизации и связаны только одинарными связями. Алканы имеют тетраэдрическое строение.

Для алканов характерна изомерия углеродного скелета.

По мере увеличения числа атомов углерода в молекуле температуры плавления и кипения алканов монотонно повышаются. Алканы легче воды и не растворяются в ней.

Алканы относятся к *насыщенным*, или предельным, углеводородам, так как в их молекулах все свободные валентности атомов углерода полностью «насыщены» атомами водорода.

Простейший представитель гомологического ряда алканов — метан.

Начиная с четвертого члена ряда, у алканов появляются изомеры. Для алканов характерна изомерия углеродного скелета.

С ростом числа атомов углерода количество изомеров резко возрастает: пентан имеет изомера, гексан —, гептан —, октан —, нонан —, эйкозан — изомеров. Каждый алкан имеет единственный изомер с неразветвленным (нормальным) углеродным скелетом.

17. Алкены. Гомологический ряд. Изомерия.

Алкены — непредельные углеводороды, в молекулах которых содержится одна двойная связь между атомами углерода. Общая формула алкенов  $C_nH_{2n}$ .

Атомы углерода в молекулах алкенов, соединенные двойной связью, находятся в состоянии  $sp^2$ -гибридизации. Атом углерода в состоянии  $sp^2$ -гибридизации образует три — и одну —связь, которая перпендикулярна плоскости —связей; связь представляет собой сочетание — и —связи

Для алкенов характерны структурная изомерия углеродного скелета и положения двойной связи, пространственная *цис*- и *транс*-изомерия и межклассовая изомерия — алкены изомерны циклоалканам.

Температуры плавления и кипения алкенов увеличиваются с ростом числа атомов углерода в их молекулах.

18. Алкины. Гомологический ряд, строение, изомерия.

Алкины — непредельные углеводороды, в молекулах которых содержится одна тройная связь между атомами углерода. Общая формула алкинов  $C_nH_{2n-2}$ .

Атомы углерода в молекулах алкинов, соединенные тройной связью, находятся в — гибридном состоянии. Атом углерода в —гибридном состоянии образует две —связи и две — связи, которые расположены в двух перпендикулярных плоскостях; тройная связь представляет собой сочетание одной — и двух —связей.

Для алкинов характерны структурная изомерия углеродного скелета и положения тройной связи, также межклассовая изомерия; пространственных *цис*- и *транс*-изомеров алкины не образуют.

19. Спирты. Определение. Предельные одноатомные спирты. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия.

Общая формула гомологического ряда предельных одноатомных спиртов —  $C_nH_{2n+1}OH$ . В зависимости от того, при каком углеродном атоме находится гидроксильная группа, различают спирты первичные ( $CH_2-OH$ ), вторичные ( $CH-OH$ ) и третичные ( $C-OH$ ).

**Изомерия** одноатомных спиртов связана со строением углеродного скелета (например, бутанол-2 и 2-метилпропанол-2) и с положением группы OH (пропанол-1 и пропанол-2).

## Номенклатура.

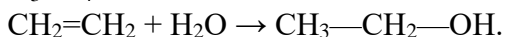
Названия спиртов образуют, добавляя окончание -ол к названию углеводорода с самой длинной углеродной цепью, включающей гидроксильную группу. Нумерацию цепи начинают с того края, ближе к которому расположена гидроксильная группа. Кроме того, широко распространена заместительная номенклатура, по которой название спирта производится от соответствующего углеводородного радикала с добавлением, слова "спирт", например:  $C_2H_5OH$  — этиловый спирт.

## Строение:

Молекулы спиртов имеют угловое строение. Угол R-O-H в молекуле метанола равен  $108,5^{\circ}$ . Атом кислорода гидроксильной группы находится в  $sp^3$ -гибридизации.

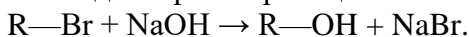
## Получение.

1. Самый общий способ получения спиртов, имеющий промышленное значение, — гидратация алкенов. Реакция идет при пропускании алкена с парами воды над фосфорнокислым катализатором:



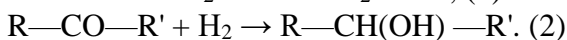
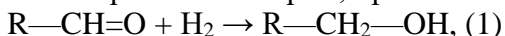
Из этилена получается этиловый спирт, из пропена — изопропиловый. Присоединение воды идет по правилу Марковникова, поэтому из первичных спиртов по данной реакции можно получить только этиловый спирт.

2. Другой общий способ получения спиртов — гидролиз алкилгалогенидов под действием водных растворов щелочей:



По этой реакции можно получать первичные, вторичные и третичные спирты.

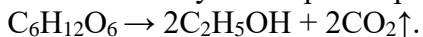
3. Восстановление карбонильных соединений. При восстановлении альдегидов образуются первичные спирты, при восстановлении кетонов — вторичные:



Реакцию проводят, пропуская смесь паров альдегида или кетона и водорода над никелевым катализатором.

4. Действие реактивов Гриньяра на карбонильные соединения.

5. Этанол получают при спиртовом брожении глюкозы:



**Химические свойства** спиртов определяются присутствием в их молекулах гидроксильной группы OH. Связи C-O и O-H сильно полярны и способны к разрыву. Различают два основных типа реакций спиртов с участием функциональной группы -OH:

1) Реакции с разрывом связи O-H: а) взаимодействие спиртов с щелочными и щелочноземельными металлами с образованием алкоголятов; б) реакции спиртов с органическими и минеральными кислотами с образованием сложных эфиров; в) окисление спиртов под действием дихромата или перманганата калия до карбонильных соединений. Скорость реакций, при которых разрывается связь O-H, уменьшается в ряду: первичные спирты > вторичные > третичные.

2) Реакции сопровождающиеся разрывом связи C-O: а) каталитическая дегидратация с образованием алкенов (внутримолекулярная дегидратация) или простых эфиров (межмолекулярная дегидратация); б) замещение группы -OH галогеном, например при действии галогеноводородов с образованием алкилгалогенидов. Скорость реакций, при которых разрывается связь C-O, уменьшается в ряду: третичные спирты > вторичные > первичные. Спирты являются амфотерными соединениями.