

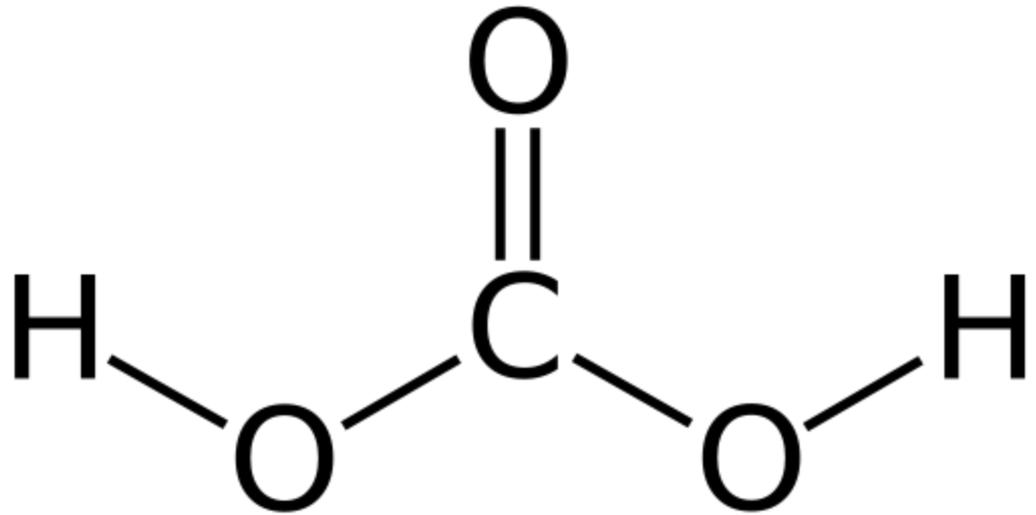
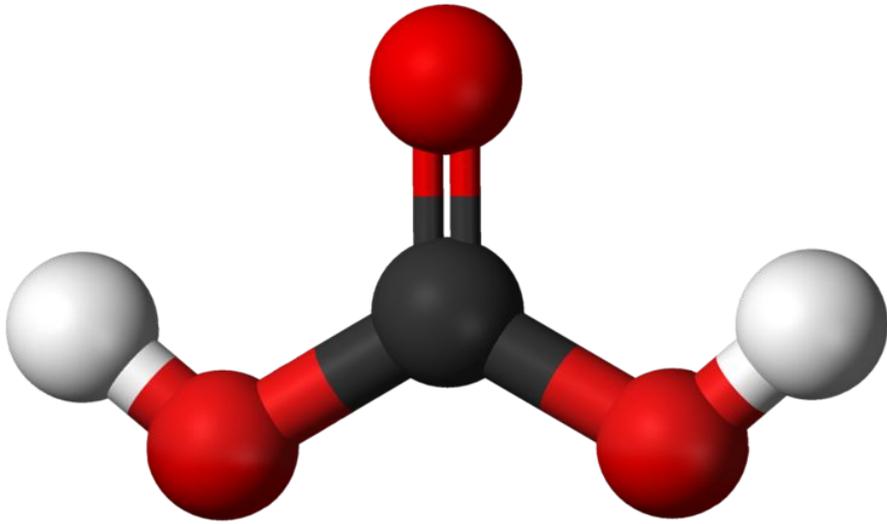
## 42. Соли угольной кислоты

Знание готовых выводов, без сведений о способах их достижения, может легко привести к заблуждению..., потому что тогда неизбежно надо придавать абсолютное значение тому, что относительно и временно.

## Угольная кислота

- **Угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$**  – единственный гидрат диоксида углерода  $\text{CO}_2$ . Она образуется при непосредственном взаимодействии  $\text{CO}_2$  с водой:
- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$  (медленно),  $K = [\text{CO}_2]/[\text{H}_2\text{CO}_3] \approx 600$ .
- Водные растворы, находящиеся в равновесии с  $\text{CO}_2$  атмосферы, являются кислыми:  $[\text{CO}_2] = 0,04 \text{ М}$  и  $\text{pH} \approx 4$ .
- Подкисление воды углекислым газом можно продемонстрировать, пропустив ток  $\text{CO}_2$  через воду, подкрашенную лакмусом: очень быстро синее окрашивание раствора (нейтральная среда) меняется на розовое (кислая среда), так как в растворе образуется слабо диссоциирующая угольная кислота:
- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
- В индивидуальном состоянии (а не в растворе) угольную кислоту удалось получить только в самое последнее время и в экзотических условиях: конденсацией  $\text{H}_2\text{CO}_3$  при низкой температуре из газовой фазы, содержащей пары  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CO}_2$ .
- Совсем недавно доказано, что угольная кислота может существовать и в газовой фазе и может быть стабильной при температурах до  $-30^\circ\text{C}$ .

Угольная кислота



## Угольная кислота

- В растворах угольная кислота хорошо изучена; она проявляет лишь слабые кислотные свойства:
- Однако в действительности  $\text{H}_2\text{CO}_3$  не является очень слабой кислотой, большая часть растворенного в воде  $\text{CO}_2$  не входит в состав  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , а находится в виде негидратированного  $\text{CO}_2$  в равновесии с угольной кислотой.
- Таким образом, есть все основания считать, что  $\text{H}_2\text{CO}_3$  по первой стадии диссоциирует как кислота средней силы (т.е. она сильнее, чем уксусная).

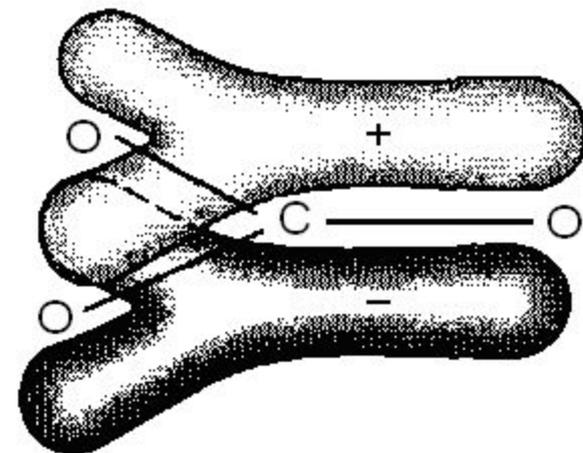
## Карбонаты

- **Карбонаты**

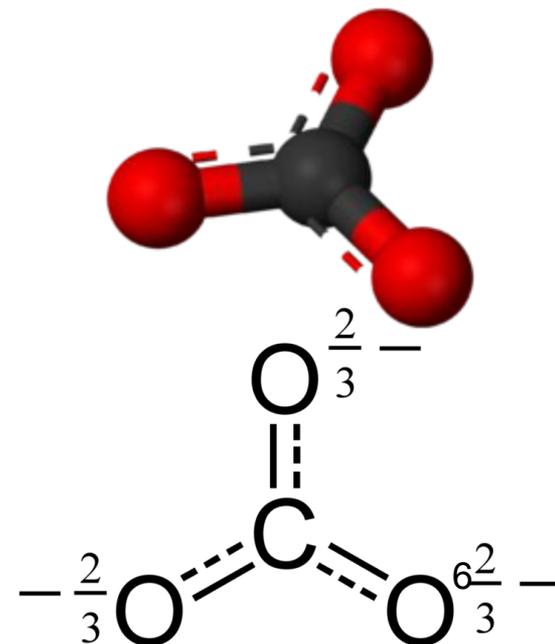
- Угльная кислота может образовывать два **ряда солей: средние и кислые**.
- Например, основанию NaOH отвечают **карбонат  $\text{Na}_2\text{CO}_3$**  и **гидрокарбонат  $\text{NaHCO}_3$** .
- Поскольку в кислой соли на 1 атом натрия приходится в 2 раза больше углерода (или карбонатных ионов), чем в средней, то гидрокарбонат называют также **бикарбонатом**.

## Карбонаты

- В карбонат-анионах связь С–О, как и в оксидах углерода и угольной кислоте, носит ковалентный характер.
- Карбонат-ионы в кристаллических соединениях имеют плоскую конфигурацию.
- Карбонат-ион  $\text{CO}_3^{2-}$  имеет форму правильного треугольника. Три  $sp^2$ -гибридные орбитали атома углерода участвуют в образовании  $\sigma$ -ковалентной связи с тремя атомами кислорода. Оставшаяся  $p$ -орбиталь, перпендикулярная плоскости треугольника, перекрывается с аналогичной орбиталью каждого атома кислорода, что приводит к образованию делокализованной системы  $\pi$ -связей.
- В результате кратность связи С–О повышается до 1,33.

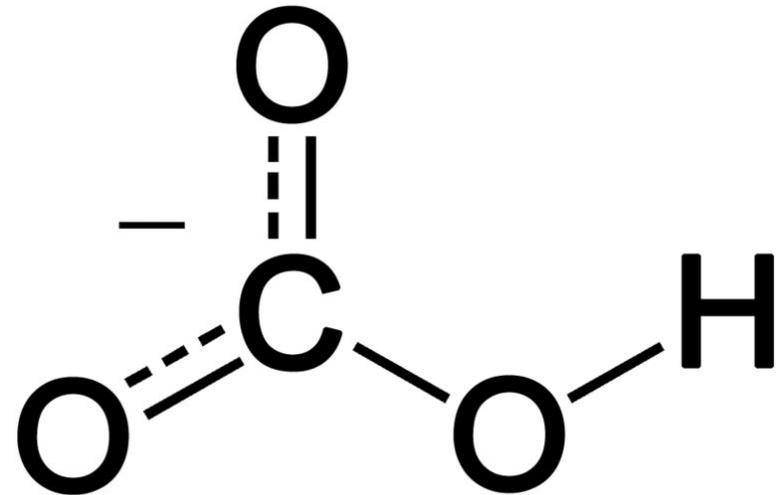
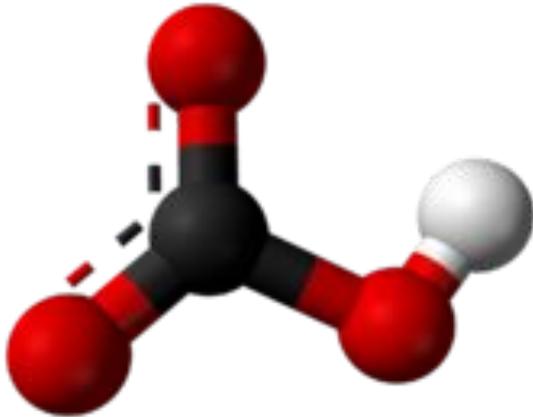


Строение карбонат-иона



# Карбонаты

- Гидрокарбонат-ион



## Карбонаты

- Карбонат-ионы в водных средах подвергаются гидролизу. Средний карбонат натрия гидролизуется в растворах обычных концентраций всего на несколько процентов (с образованием ионов гидроксила и гидрокарбонат-ионов): в 0,1 н. растворе  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  гидролиз идет на 3,5%, в 0,01 н. – на 12,5%:
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaOH} + \text{NaHCO}_3$ ,
- или в сокращенно-ионной форме:
- $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{HCO}_3^-$ .
- Таким образом, при гидролизе среднего карбоната натрия возникает щелочная среда ( $\text{pH} \approx 10$ ). По второй ступени в обычных условиях гидролиз практически не идет.
- Растворение в воде гидрокарбонатов ЩЭ также сопровождается гидролизом:
- $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ ,
- но в значительно меньшей степени, чем в случае средних карбонатов. Поэтому водные растворы гидрокарбонатов дают реакцию, близкую к нейтральной ( $\text{pH} \approx 8$ ).

## Карбонаты



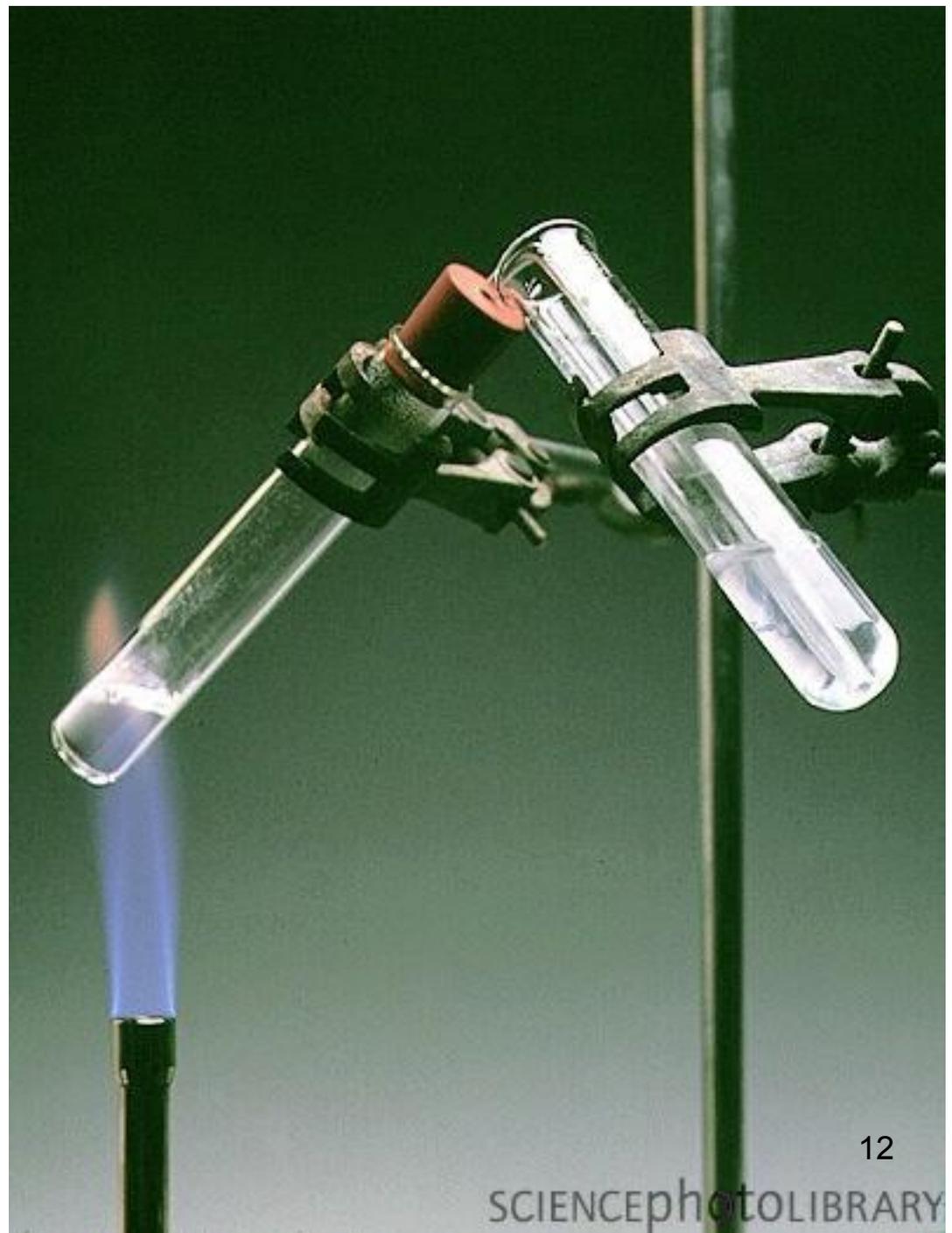
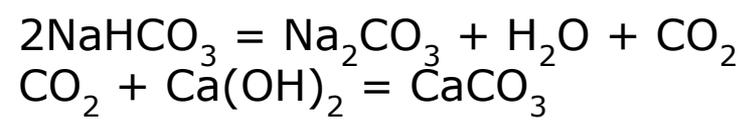
Раствор карбоната натрия в воде с добавлением фенолфталеина

## Карбонаты

- Карбонаты двухвалентных металлов трудно растворимы в воде, но их растворимость повышается в присутствии  $\text{CO}_2$  за счет образования бикарбонатов:
- $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- Наиболее трудно растворимы нормальные карбонаты кальция, стронция, бария и свинца.
- Кислые карбонаты хорошо растворимы в воде.
- Донорные свойства  $\text{CO}_3^{2-}$  проявляются в реакциях образования комплексов с переходными металлами.
- Например, малахит растворяется в горячем растворе соды за счет образования карбонатного комплекса:
- $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{CO}_3)_2] + 2\text{NaOH}$

## Карбонаты

- При нагревании карбонаты, как правило, разлагаются ( $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ ) ещё до достижения точки плавления; исключение представляют карбонаты щелочных металлов и таллия.
- Гидрокарбонаты при нагревании переходят в нормальные карбонаты ( $2\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ ).
- Температура распада карбонатов на оксид металла и  $\text{CO}_2$  повышается по мере усиления электроположительного характера металла и ионного характера связей в кристаллах.



## Карбонаты

- Из карбонатов щелочных металлов термически неустойчивы карбонаты лития и цезия, карбонаты натрия, калия и рубидия разлагаются при более высокой температуре:
- $\text{Li}_2\text{CO}_3 = \text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2$  (730-1270°C).
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2$  (выше 1000°C).
- $\text{K}_2\text{CO}_3 = \text{K}_2\text{O} + \text{CO}_2$  (выше 1200°C).
- $\text{Rb}_2\text{CO}_3 = \text{Rb}_2\text{O} + \text{CO}_2$  (выше 900°C, вак.).
- $\text{Cs}_2\text{CO}_3 = \text{Cs}_2\text{O} + \text{CO}_2$  (620-1000°C, вак.).
  
- Гидрокарбонаты разлагаются при более низкой температуре, чем карбонаты:
- $2\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (250-300°C).

## Карбонаты

- Прокаливание карбонатов с восстановителями приводит к образованию оксидов и свободных металлов:
- $\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{C (кокс)} = \text{Li}_2\text{O} + 2\text{CO} (800^\circ\text{C})$ .
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{C (кокс)} = 2\text{Na} + 3\text{CO} (900-1000^\circ\text{C})$ .
- $\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{Mg} = 2\text{Li} + \text{MgO} + \text{CO}_2 (500^\circ\text{C})$ .
- $\text{CaCO}_3 + \text{C (кокс)} = \text{CaO} + 2\text{CO} (800-850^\circ\text{C})$ .
  
- Карбонаты (и гидрокарбонаты) используются в качестве щелочного плава (или щелочного агента):
- $\text{Li}_2\text{CO}_3 + 4\text{B(OH)}_3 = \text{Li}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} (600^\circ\text{C})$ .
- $\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{LiAlO}_2 + \text{CO}_2 (800-900^\circ\text{C})$ .
- $4\text{Li}_2\text{CO}_3 + 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2 = 4\text{Li}_2\text{CrO}_4 + 4\text{CO}_2 (600-700^\circ\text{C})$ .
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{конц.}, \text{гор.}) + 3\text{Э}_2 = 5\text{NaЭ} + \text{NaЭO}_3 + 3\text{CO}_2\uparrow (\text{Э} = \text{Cl, Br, I})$ .
- $6\text{NaHCO}_3 (\text{конц.}) + 3\text{Cl}_2 = \text{NaClO}_3 + 5\text{NaCl} + 6\text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O} (\text{кип.})$ .

## Карбонаты

- Нормальные и кислые карбонаты разлагаются более сильными (или менее летучими) кислотами или их оксидами с выделением  $\text{CO}_2$ .
- $\text{Li}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl (разб.)} = 2\text{LiCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ .
- $\text{MgCO}_3 + 2\text{HCl (разб.)} = \text{MgCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl (разб.)} = \text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ .
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$ .
- $\text{NaHCO}_3 + \text{SO}_2 (\text{г}) = \text{NaHSO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$ .
- $3\text{K}_2\text{CO}_3 (\text{конц.}) + 2\text{H}_3\text{PO}_4 (\text{разб.}) = 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{CO}_2\uparrow$ .
- $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HF (разб.)} = 2\text{KF} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ ,
- $\text{K}_2\text{CO}_3 + 4\text{HF (конц.)} = 2\text{K(HF}_2) + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ .
- $\text{K}_2\text{CO}_3 (\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2 = 2\text{KHSO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$ .
- $2\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{Li}_4\text{SiO}_4 + 2\text{CO}_2 (800-1000^\circ\text{C})$ .
- Гидрокарбонаты действием щелочей превращаются в карбонаты:
- $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH (конц.)} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .
- Водные растворы карбонатов и гидрокарбонатов вызывают гидролиз солей амфотерных металлов:
- $3\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O (гор.)} + 2\text{AlCl}_3 = 2\text{Al(OH)}_3\downarrow + 3\text{CO}_2\downarrow + 6\text{KCl}$ .
- $3\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{FeBr}_3 = 6\text{KBr} + 2\text{FeO(OH)}\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow (\text{кип.})$
- $4\text{KHCO}_3 + 2\text{CuSO}_4 = \text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O (кип.)}$ .



$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl}$

## Карбонаты



## Карбонаты

- В результате реакций обмена карбонаты щелочных металлов могут осаждать малорастворимые карбонаты:
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{M}(\text{OH})_2 (\text{насыщ.}) = \text{MCO}_3\downarrow + 2\text{NaOH} (\text{M} = \text{Ca}, \text{Sr}, \text{Ba}).$
- Нагревание карбонатов с коксом и азотсодержащими веществами позволяет получить цианиды и цианаты
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{C} (\text{кокс}) + \text{CaCN}_2 = 2\text{NaCN} + \text{CaCO}_3 (600-700^\circ\text{C}).$
- $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{C} (\text{кокс}) + \text{CaCN}_2 = 2\text{KCN} + \text{CaCO}_3 (900^\circ\text{C}).$
- $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{C}(\text{NH}_2)_2\text{O} = 2\text{KOCN} + 2\text{H}_2\text{O} (40^\circ\text{C}).$
- Цианаты также образуются при сплавлении щелочных металлов или их карбонатов с мочевиной:
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2(\text{NH}_2)_2\text{CO} = 2\text{NaOCN} + \text{CO}_2\uparrow + 2\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

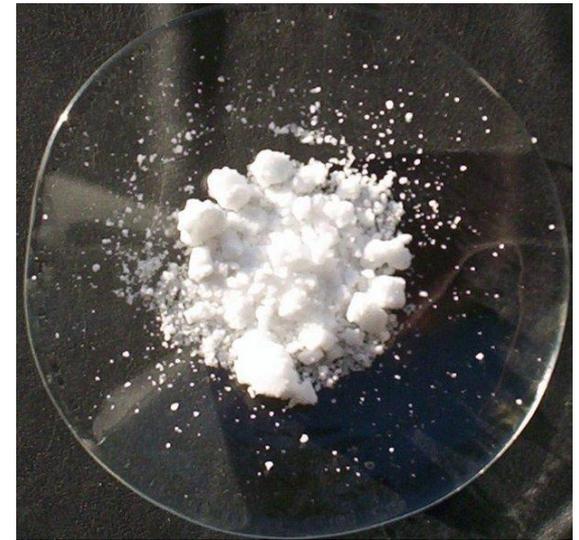
# Карбонаты



$\text{Li}_2\text{CO}_3$



$\text{Na}_2\text{CO}_3$



$\text{K}_2\text{CO}_3$



$\text{Cs}_2\text{CO}_3$



$\text{MgCO}_3$

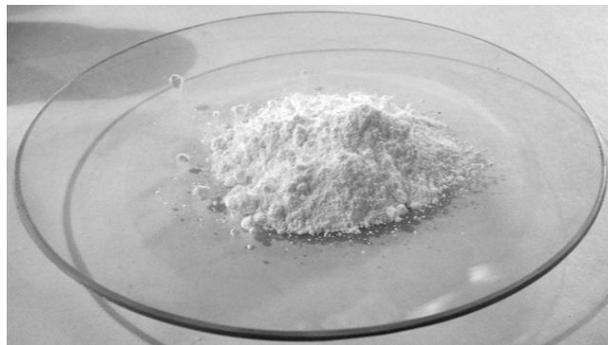


$\text{CaCO}_3$

# Карбонаты



$\text{SrCO}_3$



$\text{BaCO}_3$



$\text{MnCO}_3$



$\text{CoCO}_3$



$\text{NiCO}_3$

## Карбонаты



$\text{CuCO}_3$



$\text{Ag}_2\text{CO}_3$



$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$



$\text{PbCO}_3$

## Карбонаты



$\text{NaHCO}_3$



$\text{KHCO}_3$

## Карбонаты

- Кроме средних и кислых карбонатов известны **основные карбонаты**, которые образуются в водных растворах при попытке выделить средний карбонат элемента-металла, дающего слабое основание. Примером может быть основной карбонат меди(II) (природный минерал малахит), получающийся по обменной реакции, сопровождающейся гидролизом как катиона  $\text{Cu}^{2+}$ , так и аниона карбоната:
- $2\text{CuSO}_4 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuCO}_3 \downarrow + 2\text{NaHCO}_3 + 2\text{Na}_2\text{SO}_4$



$\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$

## Карбонаты

- **Наиболее практически важным** для карбонатов, получаемых в промышленном масштабе, является **средний карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (сода)**. Сода широко используется в различных химических производствах, например, при изготовлении стекла. Известно несколько промышленных способов получения  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . В настоящее время наиболее широко используется метод Сольве.
- **Поташ – средний карбонат калия  $\text{K}_2\text{CO}_3$** . Применительно к системе с  $\text{K}^+$  метод Сольве «не работает», так как в отличие от  $\text{NaHCO}_3$  гидрокарбонат калия хорошо растворим в воде. Поэтому его получают по реакции  $2\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .
- Поташ, кроме того, образуется, как побочный продукт при переработке нефелина на алюминий. Поташ применяют при «варке» специальных стекол, для создания щелочной среды в фотографическом деле и т.д.
- **Карбонаты других ЩЭ** готовят так же, как поташ. То же относится к растворимым карбонатам других элементов-металлов. Если карбонаты нерастворимы, их получают осаждением содой какой-либо растворимой соли этого элемента-металла.

# Карбонаты

- **Сода**
- **Кальцинированная сода** — карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (**КАЛЬЦИНАЦИЯ** – прокаливание, накаливание, обжигание).
- **Кристаллическая сода** — общее название кристаллогидратов кальцинированной соды (чаще всего  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ):  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- **Питьевая сода, пищевая сода, двууглекислая сода** – гидрокарбонат натрия  $\text{NaHCO}_3$ .
- **Каустическая сода** – гидроксид натрия  $\text{NaOH}$ .

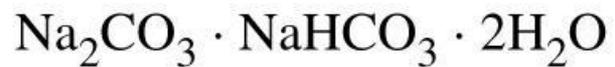


## Карбонаты

- В природе сода встречается в виде минералов: трона  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , сода (синонимы натрит и натрон),  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  и термонатрит  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .



Трона



Термонатрит  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

## Карбонаты

- Сода кристаллизуется в моноклинной системе, образует белые зернистые или порошковые массы, на воздухе быстро теряет воду. Твердость по минералогической шкале от 2,5 (трона) до 1,5; плотность 2110 (трона) – 1420 (сода)  $кг/м^3$ .
- В России современные содовые озёра известны в Забайкалье и в Западной Сибири; большой известностью пользуется озеро Натрон в Танзании и озеро Серлс в Калифорнии.
- Ископаемая сода (трона), имеющая промышленное значение, встречена в составе эоценовой толщи Грин-Ривер (Виргиния, США). Вместе с тронной в этой осадочной толще обнаружено много ранее считавшихся редкими минералов, в том числе давсонит  $[NaAlCO_3(OH)_2]$ , который рассматривается как сырьё для получения соды и глинозёма. В США сода природная удовлетворяет более 40% потребности страны в этом полезном ископаемом. В СНГ из-за отсутствия крупных месторождений сода не добывается.
- Вплоть до начала 19 в. главным источником для добывания соды служила зола некоторых морских водорослей и прибрежных растений.

## Карбонаты



озеро Натрон в Танзании

## Карбонаты



озеро Серлс в Калифорнии

## Карбонаты

- Безводный  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – бесцветный кристаллический порошок; плотность  $2,53 \text{ г/см}^3$  при  $20^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{пл}}$   $853^\circ\text{C}$ . Хорошо растворим в воде:  $17,7\%$  по массе при  $20^\circ\text{C}$ ,  $31,3\%$  при  $100^\circ\text{C}$ . Образует кристаллогидраты: моноклинный  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , устойчивый до  $32,017^\circ\text{C}$ , ромбический  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , переходящий в ромбический  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  при  $35,27^\circ\text{C}$ . Последний при  $112,5^\circ\text{C}$  и давлении  $1,27 \text{ атм}$  превращается в  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Водные растворы  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  имеют сильную щелочную реакцию вследствие гидролиза.
- $\text{NaHCO}_3$  – белый кристаллический порошок плотностью  $2,16\text{-}2,22 \text{ г/см}^3$ . При нагревании около  $50^\circ\text{C}$  начинает отщепляться  $\text{CO}_2$ , а при  $100\text{-}150^\circ\text{C}$  полностью разлагается, превращаясь в  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Водные растворы  $\text{NaHCO}_3$  имеют слабощелочную реакцию. Соль впервые описана в 1801 г. немецким аптекарем Б. Розе.
- В промышленности  $\text{NaHCO}_3$  получают, пропуская под давлением  $\text{CO}_2$  в насыщенный раствор  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  при  $75^\circ\text{C}$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHCO}_3$ .

## Карбонаты

- **Промышленное производство соды**

- Русский академик Лаксман уже в 1764 г. сообщал, что соду (карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) можно получать спеканием природного сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  с древесным углем:
- $2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{C} + 3\text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{CO}_2\uparrow$ .
- Так как природный сульфат натрия может содержать примесь известняка  $\text{CaCO}_3$ , то этой реакции может сопутствовать другая:
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CaCO}_3 + 2\text{C} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaS} + 2\text{CO}_2\uparrow$ .
- Свой способ Лаксман проверил на стекловаренном заводе в г. Тальцинске (недалеко от Иркутска) в 1784 г.
- К сожалению, дальнейшего развития этот способ не получил и вскоре был забыт.

## Карбонаты

- Петр I сообщал князю Д. Голицыну, отвечая на его вопрос, зачем нужна нам «зода»: «...зодою умягчают шерсть».
- В 1780 г. академик Гильденштедт писал: «...суду можно почесть важным товаром в российской торговле. Стекольщики наши и красильщики много ее издерживают, а впредь еще и больше оной расходиться будет, когда больше станут у нас делать белых стекол».
- Зодой, судом, углеродно-кислым поташем, минеральной щелочной солью называли в XVIII-XIX вв. карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , бытовое название которого – сода.
- До 1860 г. соду ввозили в Россию, несмотря на обилие собственного сырья для ее производства.
- Первый содовый завод в России, работавший по технологии Леблана, был основан М.Б. Прангом (1830-1890) в 1864 г. в Барнауле.
- В 1880 г. в районе теперешнего г. Березники был построен крупный содовый завод фирмы «Любимов, Сольве и К<sup>о</sup>», выпускавший с 1890 г. свыше 20 тыс. тонн соды в год.
- С этого момента заводы, использовавшие технологию Леблана, стали постепенно закрываться.

## Карбонаты

- В 1791 г. французский химик-технолог Николя Леблан, ничего не зная о способе Лаксмана, получил патент на «Способ превращения глауберовой соли в соду».
- Леблан предложил для получения соды сплавлять смесь сульфата натрия, мела и древесного угля. В своем патенте он указывал: «Над поверхностью плавящейся массы вспыхивает множество огоньков, похожих на огни свечей. Получение соды завершается, когда эти огоньки исчезают». При сплавлении протекали реакции
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{C} = \text{Na}_2\text{S} + 4\text{CO}\uparrow$ ,
- $\text{Na}_2\text{S} + \text{CaCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaS}$ .
- Образовавшийся по первой реакции сульфид натрия  $\text{Na}_2\text{S}$  вступал затем во взаимодействие с карбонатом кальция  $\text{CaCO}_3$  (известняк или мел). После полного выгорания угля и монооксида углерода  $\text{CO}$  («огоньки исчезают») плав охлаждали и обрабатывали водой. В раствор переходил преимущественно  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .
- Свой способ Леблан реализовал на созданном им заводе «Сода Леблана».
- К 1810 г. французские содовые фабрики, использовавшие способ Леблана, полностью удовлетворяли все запросы потребителей соды.

## Карбонаты

- Производство соды по методу Леблана 1791 г. во Франции состояло из следующих стадий.
- Каменную соль NaCl действием концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  превращали в сульфат натрия:
- $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$ .
- Затем смесь  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  с измельченным известняком и углем нагревали в пламенной печи при температуре около  $1000^\circ\text{C}$ . При этом происходили реакции:
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{C} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{CO}_2$ ,
- $\text{Na}_2\text{S} + \text{CaCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaS}$ .
- Из охлажденного плава соду извлекали водой. Раствор соды отделяли от CaS и выпаривали. Сырую соду очищали перекристаллизацией.
- Процесс Леблана давал соду в виде декагидрата  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , содержащего около 62,5% воды. Поэтому полученную соду приходилось для обезвоживания нагревать докрасна (кальцинировать, отсюда кальцинированная сода). Побочными продуктами были HCl (его сперва выпускали на воздух, а затем стали поглощать водой, получая техническую соляную кислоту) и CaS (который образовывал огромные отвалы).

## Карбонаты



**Леблан** (Leblanc) Никола (6.12.1742, Ивуале-Пре, департамент Шер, – 16.1.1806, Сен-Дени), французский химик-технолог. Разработал в 1787-89 гг. первый промышленный способ получения соды из поваренной соли. Первый содовый завод по способу Леблана начал работать во Франции в 1791 г. В годы Великой французской революции был управляющим пороховым и селитряным производствами. Разорённый после ликвидации патента на производство соды и закрытия содового завода, покончил с собой.

## Карбонаты

- Аммиачный метод производства соды – карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – был разработан в 1838-1840 гг. английскими инженерами Г. Грей-Дьюаром и Д. Хеммингом. Они предложили получать соду, применяя следующие реакции:
- $\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{HCO}_3$ ,
- $\text{NaCl} + \text{NH}_4\text{HCO}_3 = \text{NaHCO}_3\downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}$ ,
- $2\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}\uparrow$ .
- В первой реакции образовывался гидрокарбонат аммония  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  из аммиака  $\text{NH}_3$ , диоксида углерода  $\text{CO}_2$  и воды  $\text{H}_2\text{O}$ . Во второй реакции получали гидрокарбонат натрия  $\text{NaHCO}_3$ , малорастворимый в воде на холоду, который отфильтровывали и нагревали в соответствии с третьей реакцией. Диоксид углерода  $\text{CO}_2$ , необходимый для первой реакции, выделяли из известняка (карбоната кальция  $\text{CaCO}_3$ ) путем его прокаливанию:
- $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$ .
- Оставшийся оксид кальция  $\text{CaO}$  обрабатывали водой, превращая в гидроксид кальция, нужный для регенерации аммиака и возвращения его в начало технологического процесса:
- $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ ,
- $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{NH}_3\uparrow + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

## Карбонаты

- Бельгийский инженер-химик, член Парижской академии наук Эрнст-Гастон Сольве (1838-1922) только технологически оформил производство соды по аммиачному методу.
- Он применил аппараты колонного типа, обеспечивающие непрерывность всего процесса и высокий выход продукта. Поэтому Сольве и считают основателем промышленного метода получения соды. Вскоре почти во всех странах появились заводы по производству соды аммиачным методом, принадлежащие первому в мире химическому концерну Сольве, и в 1916 г., несмотря на войну, под контролем Сольве находилось практически все мировое производство соды.
- Миллионер Сольве имел 38 замков с поместьями и два крупнейших банка. В 1894 г. Сольве создал в Брюсселе первый в мире Институт социологии.
- Преимущества аммиачного метода (экономия угля из-за более низкой температуры процесса по сравнению со способом Леблана, меньшее загрязнение окружающей среды, более высокое качество продукта) привели к тому, что в 1916-1920 гг. закрылись последние заводы, использующие метод Леблана.

## Карбонаты

- Способ получения соды по Сольве основан на реакциях, идущих в водных растворах:
- $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,
- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{NH}_4\text{HCO}_3$ .
- Гидрокарбонат аммония  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  реагирует с раствором  $\text{NaCl}$ :
- $\text{NaCl} + \text{NH}_4\text{HCO}_3 = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaHCO}_3$ .
- Осадок  $\text{NaHCO}_3$  отфильтровывают и нагреванием (около 140-160°C) переводят в  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (кальцинированная сода):
- $2\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .
- Освобождающийся  $\text{CO}_2$  вновь поступает в производство. Для регенерации  $\text{NH}_3$  маточный раствор, содержащий  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , нагревают до 80°C. При этом карбонат и гидрокарбонат аммония разлагаются:
- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 = 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ ,
- $\text{NH}_4\text{HCO}_3 = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ .
- Раствор, содержащий  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , нагревают с известковым молоком для выделения аммиака:
- $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3$ .

## Карбонаты

- Аммиак возвращается в производство. Все реакции идут при невысоких температурах. Единственным отбросом является раствор  $\text{CaCl}_2$ , имеющий некоторое практическое применение. По этому способу получается очень чистая безводная сода. Благодаря этим преимуществам способ Сольве вытеснил производство соды по Леблану в конце 19 – начале 20 вв.



**Эрнест Гастон Сольве** (Solvay), (16 апреля 1838 – 26 мая 1922) – бельгийский химик-технолог и предприниматель. Разработал аммиачный способ получения соды из поваренной соли, основал химическую компанию Solvay (1863 г.).

Сольве совместно с пермским купцом И.И. Любимовым в августе 1883 г. года построил первый в России содовый завод в Пермской губернии на левом берегу Камы, напротив Усолья, в районе поселка Березники. В 1911 г. был инициатором международного форума физиков, именуемым в честь него Сольвеевским конгрессом. С 1911 по 2005 год прошло 23 конгресса.

## Карбонаты

- **Производство соды в наши дни осуществляется четырьмя способами:**
  - аммиачным (из хлорида натрия),
  - на основе природной соды,
  - переработкой нефелинов,
  - карбонизацией гидроксида натрия.
- Главенство до сих пор принадлежит первому способу производства соды, хотя его удельный вес, еще недавно составлявший 100%, понемногу снижается. Преимущества аммиачного способа производства соды: относительная дешевизна, широкая распространенность и доступность извлечения необходимого сырья; незначительность температур (до 100°C), при которых осуществляются основные реакции процесса; достаточная отлаженность способа производства соды; невысокая себестоимость кальцинированной соды. В XX в. в Японии этот метод был модернизирован, и предложенный в результате способ Асахи позволил экономить энергию на протяжении всего производственного цикла и снизить расход сырья.

## Карбонаты

- Производство кальцинированной соды из природного сырья – отрасль сравнительно новая, возникшая в конце 1940-х гг. и ставшая в настоящее время основным конкурентом аммиачного способа производства соды за счет большей экономической выгоды и высокой экологической чистоты.
- Комплексная переработка нефелинов на глинозем, кальцинированную соду, поташ и цемент стала третьим по значимости способом производства соды, который был разработан в СССР и применяется только в нашей стране, позволяя экономить до 15% капиталовложений.
- Карбонизация гидроксида натрия как промышленный способ производства соды получила некоторое развитие в конце 1960-х – начале 1970-х гг., когда спрос на кальцинированную соду был высок, а каустическая сода имела в избытке. В настоящее время этот способ производства соды потерял практическое значение.

# Карбонаты

## Структура потребления кальцинированной соды



# Карбонаты

## Производство кальцинированной соды



## Карбонаты

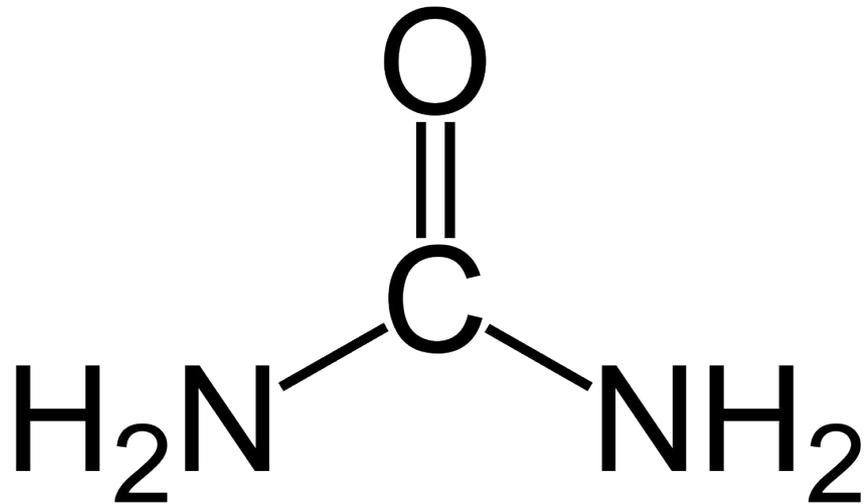
- Сода – один из важнейших продуктов химической промышленности. В больших количествах её используют в стекольном, мыловаренном, бумажном и красильном производствах; она применяется также для умягчения воды паровых котлов.
- $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – исходный продукт для получения  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ .
- $\text{NaHCO}_3$  используют в производстве безалкогольных напитков, хлебобулочных и кондитерских изделий. В медицине гидрокарбонат натрия применяют внутрь в таблетках, порошках и растворах для нейтрализации избытка соляной кислоты в желудочном соке (например, при гастритах), наружно – в виде растворов для полосканий горла, а также для промывания кожи при попадании на неё кислот. При некоторых заболеваниях растворы  $\text{NaHCO}_3$  вводят внутривенно. Входит в состав многих лекарственных средств.

## Карбонаты

- Среди карбонатов других катионов несколько особняком стоят **производные угольной кислоты и аммиака**. При их взаимодействии *в водной среде* образуется **карбонат аммония**:
- $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ .
- Эта соль отличается большой летучестью при повышенной и даже обычной температуре, особенно в присутствии паров воды, которые вызывают сильный гидролиз  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ , что способствует смещению равновесия синтеза карбоната аммония справа налево.
- Если реакция взаимодействия угольного ангидрида и аммиака осуществляется в газовой фазе, то образуется так называемый **карбамат аммония**  $\text{NH}_4\text{OCONH}_2$ , или карбаминовокислый аммоний:
- $\text{CO}_2 + 2\text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{OCONH}_2$ .
- Строение этого соединения легко понять, если сопоставить структурные формулы карбаминовой кислоты, карбамата аммония, угольной кислоты, карбоната аммония и мочевины.
- В карбамате аммония протон одной гидроксильной группы угольной кислоты замещен на ион аммония, а вторая гидроксильная группа  $\text{H}_2\text{CO}_3$  целиком замещена на амидогруппу  $-\text{NH}_2$ . В мочеvine, представляющей собой диамид угольной кислоты, обе гидроксильные группы  $\text{H}_2\text{CO}_3$  замещены на амидогруппу.

## Карбонаты

- **Мочевина** – азотсодержащее удобрение, особенно ценное для кислых почв. Его производят сейчас в очень больших количествах (миллионы тонн). Синтез карбамида ведут из карбамата аммония нагреванием до 150°C под давлением (в автоклавах):
- $\text{NH}_2\text{—CO—ONH}_4 \xrightarrow{(150^\circ\text{C}, 100 \text{ атм})} (\text{NH}_2)_2\text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ .



## Карбонаты

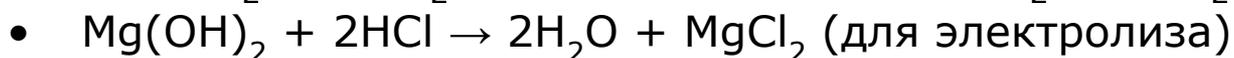
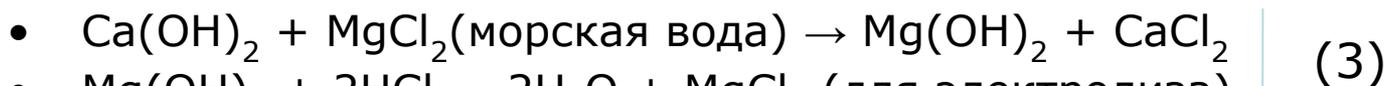
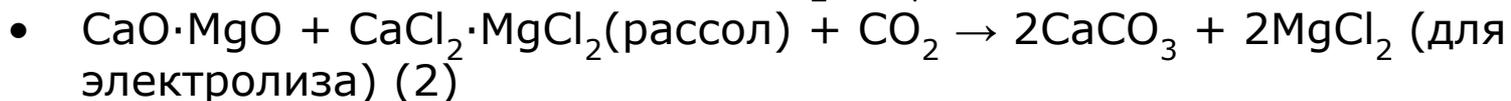
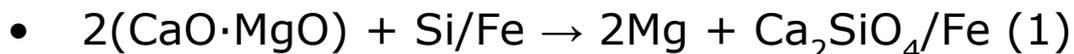
- **Промышленное применение известняка**

- Известняк – самая распространенная форма карбоната кальция, который также существует в виде мела, мрамора, кораллов, кальцита, арагонита и т.д. и (вместе с магнием) доломита. Известняк и доломит широко используются как строительные материалы и материалы для дорожных покрытий и добываются во всем мире в огромных количествах. Карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$  служит также важнейшим промышленным реагентом, который необходим для получения негашеной извести ( $\text{CaO}$ ) и гашеной извести  $\text{Ca(OH)}_2$ . Эти вещества являются ключевыми во многих отраслях химической, металлургической и машиностроительной промышленности и по объемам производства уступают лишь очень немногим другим материалам. Так, мировое производство извести превышает 110 млн т, однако и эта величина кажется не столь значительной по сравнению с объемом производства портландцемента (793 млн т в 1984 г.), который получают прокаливанием известняка и песка с глиной.
- Огромное количество извести расходуется в производстве стали, где она используется для удаления фосфора, серы, кремния и в меньшей степени марганца. В кислородно-конверторном процессе на тонну стали требуется 75 кг извести или даже большее количество (100-300 кг) доломитовой негашеной извести, применение которой заметно продлевает жизнь огнеупорной облицовки.

## Карбонаты

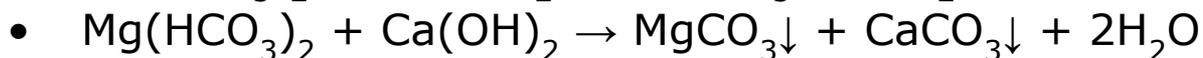
### ● **Промышленное применение известняка**

- Известь используется также в качестве смазочного материала при вытягивании стальной проволоки и нейтрализации отходов травильных жидкостей, содержащих серную кислоту. Еще одно применение в металлургии – производство магния. При восстановлении ферросилицием (процесс Пиджеона) (1) используется доломитовая известь, оба электролитических метода Дау также требуют использования извести:



- Известь – наиболее распространенный химический реагент для обработки источников питьевой и технической воды.

- Ее используют вместе с квасцами или солями железа для коагуляции суспензий и удаления помутнения и применяют для смягчения воды за счет удаления временной (гидрокарбонатной) жесткости. При этом протекают следующие реакции:



## Карбонаты

- **Промышленное применение известняка**

- Еще одно применение – нейтрализация кислотных растворов (и промышленных отходов) и поддержание оптимальных значений pH для биологического окисления сточных вод. Известь используют также в газоочистителях (скрубберах) для удаления  $\text{SO}_2$  и  $\text{H}_2\text{S}$  из отходящих газов электростанций, работающих на угле или мазуте, и печей для выплавки металлов.
- Химическая промышленность использует известь при производстве карбида кальция (для получения ацетилена, цианамид кальция и многих других веществ. Стекольная промышленность также является важным потребителем. Наиболее распространенные стекла содержат в своем составе ~12% CaO. Инсектицид арсенат кальция, который получают нейтрализацией мышьяковой кислоты известью, широко используется для борьбы с хлопковым долгоносиком, яблонной плодовой жоржкой, табачным червем, колорадским жуком. Известково-сульфатные аэрозоли и бордосские смеси  $[(\text{CuSO}_4/\text{Ca}(\text{OH})_2)]$  являются важными фунгицидами.
- Производство пульпы и бумаги требует больших количеств  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и осажденного (а не природного)  $\text{CaCO}_3$ .

## Карбонаты

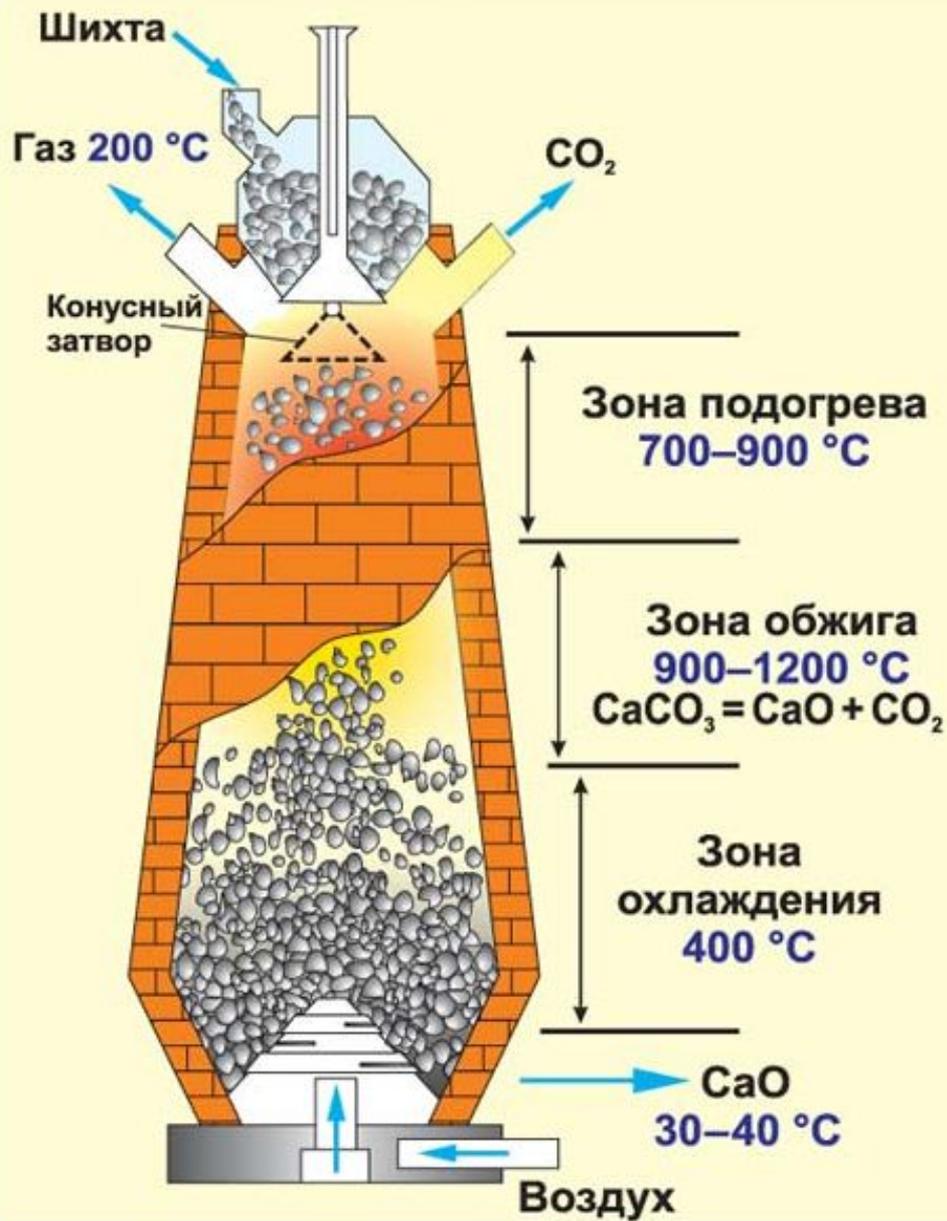
- **Промышленное применение известняка**
- Производство высококачественной бумаги требует широкого использования специально осажденного  $\text{CaCO}_3$ . Это достигается обжигом известняка и сбором  $\text{CO}_2$  и  $\text{CaO}$  по отдельности. Последний затем обрабатывают водой и вновь переводят в карбонат. Тип образующихся кристаллов, а также их размеры и габитус зависят от температуры, pH, скорости смешивания, концентраций и присутствия добавок. Мелкие кристаллы (менее 45 мкм) затем часто покрывают жирными кислотами, смолами или смачивающими веществами для улучшения их реологических свойств. Потребность в этом продукте очень велика, только для США она составляет 5,9 млн т. Карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$  придает бумаге белизну, непрозрачность, способность впитывать чернила и гладкость, а в более высоких концентрациях уменьшает сильный глянец, вызываемый добавками каолина, и придает матовость; именно матовая бумага обычно используется для учебников.
- Бумага разных сортов может содержать 5-50% (по массе) осажденного  $\text{CaCO}_3$ .
- Соединение используется как наполнитель в резинах, латексе, красках и эмалях, а также в пластмассах (около 10% по массе) для улучшения их термостойкости, формоустойчивости, жесткости, твердости и обрабатываемости.

## Карбонаты

### ● **Промышленное применение известняка**

- В быту и фармацевтической промышленности осажденный  $\text{CaCO}_3$  используется как средство для нейтрализации кислоты, мягкий абразив в зубных пастах, источник дополнительного кальция в диетах, составная часть жевательной резинки и наполнитель в косметике.
- Широкое применение известь находят в молочной промышленности. Известковую воду часто добавляют к сливкам, чтобы понизить их кислотность перед пастеризацией и превращением в масло. Обезжиренное молоко затем подкисляют, чтобы отделить казеин, который смешивают с известью для получения казеинового клея. После ферментации оставшейся сыворотки к ней добавляют известь для получения лактата кальция, который используют в медицине или для получения молочной кислоты при подкислении.
- Производство сахара также связано с использованием извести. Для осаждения сахарата кальция, который можно очистить от фосфатных и органических загрязнений, проводят реакцию сиропа сахара-сырца с известью. Последующая обработка  $\text{CO}_2$  приводит к образованию нерастворимого  $\text{CaCO}_3$  и очищенной растворимой сахарозы. Цикл, как правило, повторяют несколько раз. Для тростникового сахара обычно требуется около 3-5 кг извести на тонну сахара, а для свеклольного сахара – в сто раз больше, т.е. около 1/4 тонны извести на тонну сахара.

# ОБЖИГ ИЗВЕСТНЯКА



# Карбонаты



Цех по обжигу извести

# Карбонаты

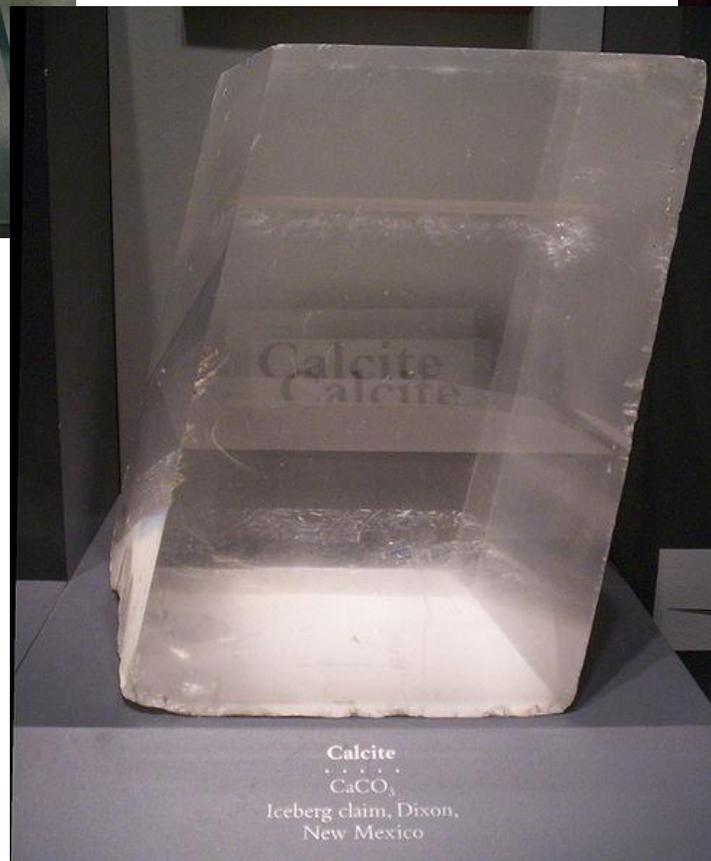
- **Карбонат кальция**
- **Нахождение в природе**
  - Карбонат кальция находится в минералах в виде полиморфов:
  - Арагонит
  - Кальцит
  - Фатерит (или  $\mu\text{-CaCO}_3$ )
  - Тригональная кристаллическая структура кальцита является наиболее распространенной.
- Минералы карбоната кальция находятся в следующих горных породах:
  - Мел
  - Известняк
  - Мрамор
  - Травертин



## Карбонаты (минералы)



**КАЛЬЦИТ**  $\text{CaCO}_3$  CALCITE 8865  
Спайный выкол по (1011) из кристалла  
исландского шпата.  
Исландия.



Calcite  
 $\text{CaCO}_3$   
Iceberg claim, Dixon,  
New Mexico

Кальцит

## Карбонаты (минералы)



**Арагонит** (от Арагон – регион в Испании) – минерал, один из естественных полиморфов карбоната кальция ( $\text{CaCO}_3$ ).

## Карбонаты (минералы)



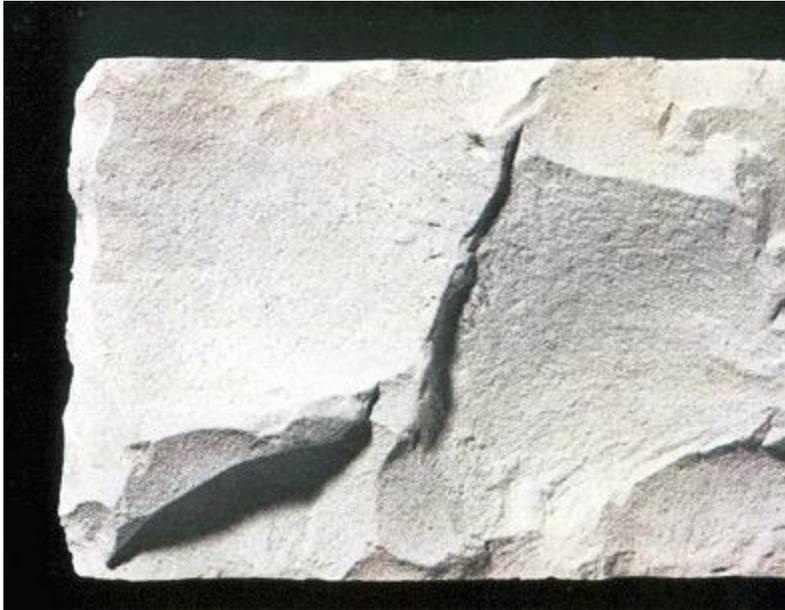
«Китайский тапочек покрытый арагонитом. Его розничная цена 3500 евро.» Фото: М. Моисеев, 2010. Источник: <http://www.rusmineral.ru/>

## Карбонаты (минералы)



**Фатерит** (ватерит) – минерал ( $\text{CaCO}_3$ ) из группы карбонатов, одна из природных форм карбоната кальция.

## Карбонаты (минералы)



**Мел** – белая горная порода, мягкая и рассыпчатая. Основу химического состава мела составляет карбонат кальция с небольшим количеством карбоната магния, но обычно присутствует и некарбонатная часть, в основном оксиды металлов. В составе мела обычно находится незначительная примесь мельчайших зёрен кварца и микроскопические псевдоморфозы кальцита по ископаемым морским организмам (радиолярии и др.) Нередко встречаются крупные окаменелости мелового периода: белемниты, аммониты и др.

## Карбонаты (минералы)



**Известняк** (ракушечник) – осадочная горная порода органического, реже хемогенного происхождения, состоящая почти на 100% из  $\text{CaCO}_3$  (карбоната кальция) в форме кристаллов кальцита различного размера. Известняк, состоящий преимущественно из раковин морских животных и их обломков, называется *ракушечником (ракушняком)*.

## Карбонаты (минералы)



**Мрамор** (греч. Μάρμαρο – «сияющий камень») – метаморфическая горная порода, состоящая только из кальцита  $\text{CaCO}_3$ . При перекристаллизации доломита  $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$  образуются доломитовые мраморы.

## Карбонаты (минералы)



Травертиновые террасы, Йеллоустонский национальный парк, США

**Травертiн** (от итал. *travertino*, лат. *lapis tiburtinus* – тибурский камень) – известковый туф, поликристаллическая прочная тонкозернистая гомогенная горная порода, образованная минералами карбоната кальция (в основном арагонит с меньшей долей кальцита), известковые отложения углекислых источников.

## Карбонаты (минералы)



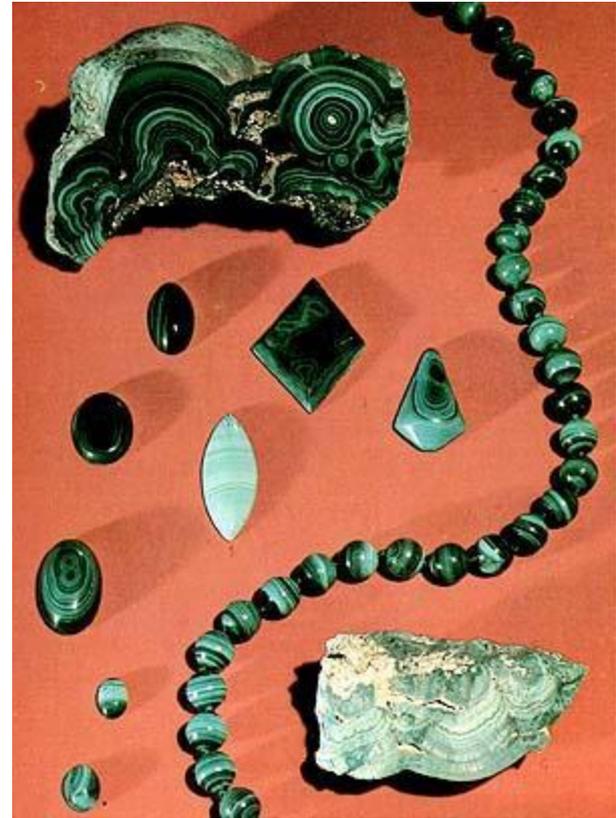
**Азурит**, медная лазурь (фр. *azur* – лазурь)  $\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$

## Карбонаты (минералы)



**Аурихальцит** (от лат. *aurum* – золото и др.-греч. χαλκός – бронза) – минерал класса карбонатов  $(\text{Zn,Cu})_5(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_6$

## Карбонаты (минералы)



**Малахит** – минерал, основной карбонат меди (*гидрокарбонат меди(II)*), состав которого почти точно выражен химической формулой  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ .

## Карбонаты (минералы)



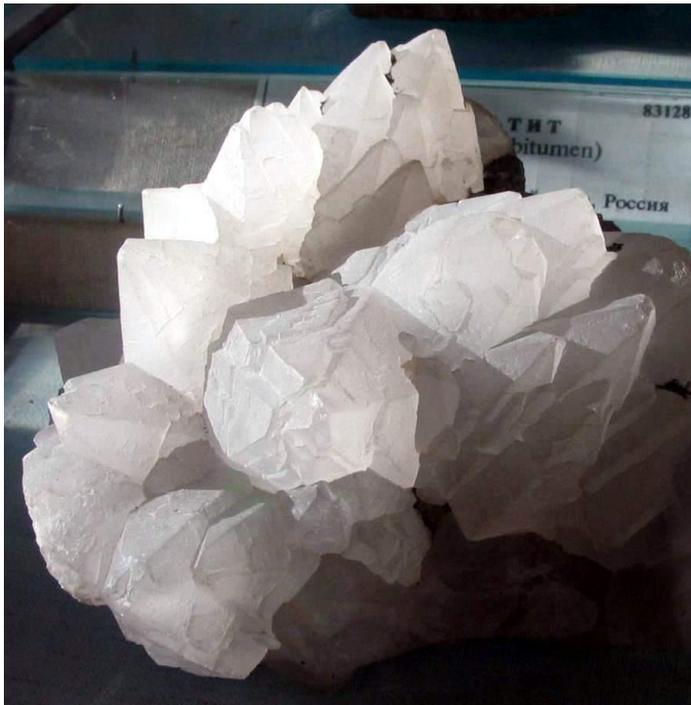
**Малахитовый зал Эрмитажа**

## Карбонаты (минералы)



**Анкерит** – минерал, сложный карбонат из группы доломита, в котором часть Mg замещена  $\text{Fe}^{2+}$ . Химический состав  $\text{Ca}(\text{Mg}, \text{Fe})[\text{CO}_3]_2$ , иногда усложняется примесями  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ .

## Карбонаты (минералы)



**Баритокальцит** – редкий минерал, карбонат бария и кальция  $\text{BaCa}(\text{CO}_3)_2$   
67

## Карбонаты (минералы)



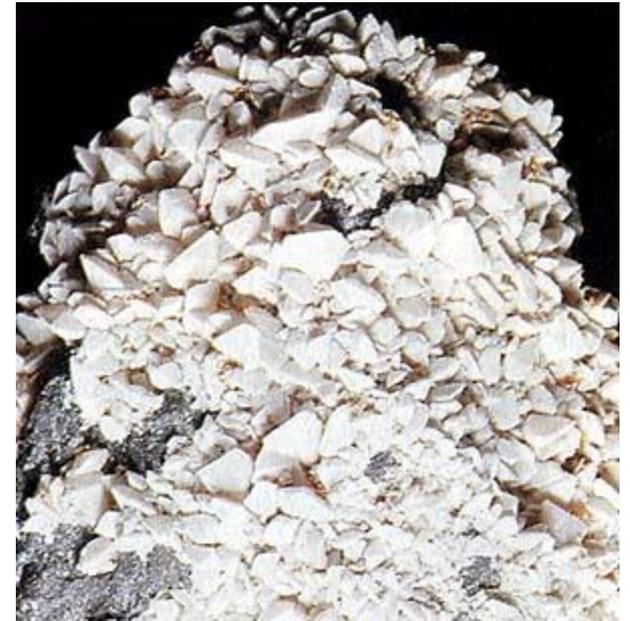
**Бастнезит** – минерал класса фторкарбонатов, соль церия  $(Ce,La,Y)CO_3F$   
68

## Карбонаты (минералы)



**Витерит** – минерал группы карбонатов  $\text{BaCO}_3$

## Карбонаты (минералы)



**Гейлюссит** (англ. *gaylussite*, нем. *Gaylussit*) – редкий минерал, кристаллогидрат карбоната натрия и кальция островного строения  $\text{Na}_2\text{Ca}(\text{CO}_3)_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

## Карбонаты (минералы)



Copyright © 2008 Theodore W. Gray

### **Доломит:**

1) породообразующий минерал класса карбонатов,  $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ . Белый, сероватый и др. Твёрдость 3,5-4,0; плотность 2,9-3,2 г/см<sup>3</sup>. Осадочный, гидротермальный.

2) Осадочная карбонатная горная порода, целиком или преимущественно состоящая из минерала доломита.

Минерал получил название в честь Деода де Доломьё (1750-1801), французского минеролога и геолога.

## Карбонаты (минералы)



**Магнезит** – распространённый минерал, карбонат магния  $\text{MgCO}_3$

## Карбонаты (минералы)



**Родохрозит** (от др.-греч. ρόδον – роза и χρῶσις – окраска), **марганцевый шпат, малиновый шпат** – рудообразующий минерал  $\text{MnCO}_3$

## Карбонаты (минералы)



**СМИТСОНИТ**, цинковый шпат – распространённый минерал класса карбонатов, карбонат цинка  $ZnCO_3$

## Карбонаты (минералы)



**Стронцианит** – минерал класса карбонатов, карбонат стронция  $\text{SrCO}_3$

## Карбонаты (минералы)



**Церуссит**, белая свинцовая руда – минерал, карбонат свинца, ценная свинцовая руда  $PbCO_3$

## Карбонаты (минералы)



**Сидерит** (карбонат железа, железный шпат) (от др.-греч. σίδηρος – железо)  
 $\text{FeCO}_3$  – минерал осадочного происхождения

## Карбонаты (минералы)



**Бисмутит** (рос. *висмутит*, англ. *bismuthite*, нм. Bismuthit m) – карбонат висмута слоистого строения  $\text{Bi}_2(\text{CO}_3)_2\text{O}_2$