

**第17章 碱金属和碱土金属**

---

§ 1 概述

§ 2 碱金属和碱土金属的单质

§ 3 碱金属和碱土金属的化合物



清华大学

### § 1 概述

Humphry Davy (戴维1778~1829) 利用电解法制取了金属 K、Na、Ca、Mg、Sr、Ba，为化学做出了杰出贡献。

IA	锂 Li	钠 Na	钾 K	铷 Rb	铯 Cs	钫 Fr	$ns^1$
IIA	铍 Be	镁 Mg	钙 Ca	锶 Sr	钡 Ba	镭 Ra	$ns^2$

2

	Li	Na	K	Rb	Cs
$r/pm$	123	154	203	216	235
电负性	1.0	0.9	0.8	0.8	0.7
$\phi^\circ$	-3.05	-2.71	-2.93	-2.93	-2.92

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
$r/pm$	89	136	174	191	198
电负性	1.5	1.2	1.0	1.0	0.9
$\phi^\circ$	-1.85	-2.37	-2.87	-2.89	-2.91

3

- 碱金属的熔点、沸点较低，硬度、密度较低。  
原因：IA族原子只有1个价电子，且原子半径较大，所以金属键很弱。
- 碱土金属的熔点、沸点、密度和硬度均比碱金属高。  
原因：IIA族原子有2个价电子，且原子半径比同周期的IA族的原子半径小，故形成的金属键比碱金属强。

4

### § 2 碱金属和碱土金属的单质

**活泼性**

IA	Li	Be	IIA
Na	Na	Mg	
K	K	Ca	
Rb	Rb	Sr	
Cs	Cs	Ba	
$ns^1$	$ns^2$		
+1	+2		

从上至下，随着原子半径  $r$  增大，电离能降低，电负性减小，金属的活泼性增大。

5

	Li	Na	K	Rb	Cs
密度 g/cm <sup>3</sup>	0.53	0.97	0.86	1.53	1.87
$m.p./K$	453	370	336	312	301
硬度	0.6	0.4	0.5	0.3	0.2

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
密度 g/cm <sup>3</sup>	1.85	1.74	1.55	2.54	3.5
$m.p./K$	1556	923	1123	1043	977
硬度	—	2.0	1.5	1.8	—

6

- 固体单质中最轻的是锂,  $\rho_{\text{Li}} = 0.53 \text{ g/cm}^3$
- 硬度较小, 可用刀切割 eg: 碱金属、钙、锶及钡
- 对光特别敏感(在光照下放出电子): 镧、铯(可做光电元件材料)



铯光电管制成的自动报警装置  
可报告远处的火警。

7

### 铯原子钟

铯原子最外层的电子绕原子核旋转的速度, 总是极其精确地在几十亿分之一秒的时间内转完一圈, 稳定性比地球绕轴自转高得多。利用铯原子的这个特点, 制成了一种新型的钟——铯原子钟, 规定一秒就是铯原子“振动”9192601770次所需要的时间。这就是“秒”的最新定义。

利用铯原子钟, 可十分精确地测量出十亿分之一秒的时间, 精确度和稳定性超世界上以前有过的任何一种表。可以精确地测出十亿分之一秒的一刹那, 它连续走三十万年误差也不超过1s, 精确度相当高。另外, 铯在医学、导弹、宇宙飞船及各种高科技行业中都有广泛应用。

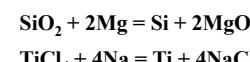
8

### 一、化学性质:

#### 1、与非金属反应

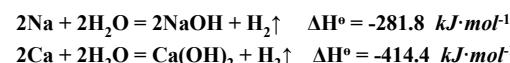
$\text{X}_2$ 、 $\text{O}_2$ 、 $\text{S}$ 、 $\text{N}_2$ 、 $\text{P}_4$ 、 $\text{H}_2$ : 形成离子化合物  
但  $\text{BeO}$ ,  $\text{BeCl}_2$  是共价化合物

#### 2、在高温时作还原剂



9

### 3、与水反应, 放出氢气



Li	Na	K Rb Cs	Mg	Ca Sr Ba
慢	熔化	燃烧	热水	慢
氧化物膜	放热, 熔化金属	氧化物膜	$\text{M(OH)}_2$ 溶解度小	

10

每一族从上到下反应剧烈程度增加:

#### (1) Na, K, Rb, Cs + $\text{H}_2\text{O}$ : 剧烈

上述金属的熔点均  $< 100^\circ\text{C}$ , 所以在反应中熔化为液态, 使反应加速, 生成的  $\text{H}_2$  通常可引起爆炸。

#### (2) Li, Ca, Sr, Ba + $\text{H}_2\text{O}$ : 平稳

- Li, Ca, Sr, Ba 的熔点较高, 不易熔化;
- 其氢氧化物的溶解度较小, 覆盖在金属表面上的氢氧化物缓和了金属与水的反应, 所以它们与水的反应很温和。

11

(3) Be, Mg +  $\text{H}_2\text{O}$ : Be 与  $\text{H}_2\text{O(g)}$  也不反应,  
Mg与热水缓慢反应

- Be, Mg 因生成致密的氧化物保护膜, 因而对水相对稳定。

#### (4) Li + $\text{H}_2\text{O}$ : 反应缓慢

- Li -水的反应, 可做为水雷的喷气燃料。

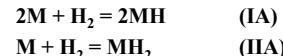
12

例题:  $\phi^{\circ}_{\text{Li}^+/\text{Li}} < \phi^{\circ}_{\text{Na}^+/\text{Na}}$ , 但 Na 与 H<sub>2</sub>O 反应更剧烈, 如何解释该现象?

- (1) Li 的 m.p. 高于 Na, 反应时产生的热量不足以使它熔化, 而 Na 与 H<sub>2</sub>O 反应时放出的热可以使 Na 熔化, 因此固体 Li 与水的接触表面不如液态 Na 的大;
- (2) 反应产物 LiOH 的溶解度较小, 它覆盖在 Li 的表面, 阻碍反应的进行。

13

#### 4、与 H<sub>2</sub> 反应生成离子型氢化物 (除 Be、Mg).

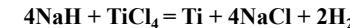
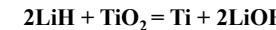


离子性氢化物, 有以下特点:

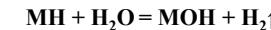
- (1) 均为白色晶体, 热稳定性差
- (2) 还原性强

$$\phi^{\circ}(\text{H}_2 / \text{H}^-) = -2.23 \text{ V}$$

14



#### (3) 剧烈水解



15

#### (4) 形成配位氢化物



Li[AlH<sub>4</sub>] 受潮时强烈水解:



16

## 二、单质的制备

### 1、电解熔盐法

例如: 电解熔融 NaCl 制备金属钠 (带隔膜)

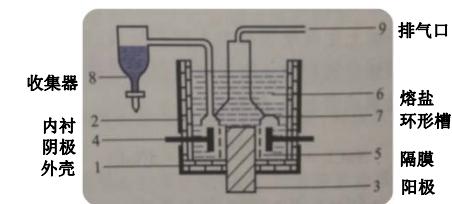
电解原料: NaCl + CaCl<sub>2</sub> 混合物

阴极 (铸钢): 2Na<sup>+</sup> + 2e = 2Na

阳极 (石墨): 2Cl<sup>-</sup> = Cl<sub>2</sub> + 2e ↑

电解反应: 2NaCl  $\xrightarrow{\text{电解}}$  2Na(l) + Cl<sub>2</sub> ↑

17



熔融电解法生产钠的电解槽示意图

18

**如不加助熔剂:** 电解温度高, 生成的金属钠易挥发, 还易分散于熔盐中, 其与阳极反应产物  $\text{Cl}_2$  重新生成  $\text{NaCl}$ 。

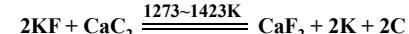
**NaCl 和  $\text{CaCl}_2$  共熔:** 目的降低熔点 ( $\text{NaCl}$  熔点由  $801^\circ\text{C}$  降为  $500^\circ\text{C}$ , 实际为  $580^\circ\text{C}$ ), 减少 Na 的挥发, 增加密度。

工业上一般不用电解熔融氯化钾来制备金属钾。因金属钾熔沸点低(沸点  $759^\circ\text{C}$ ), 蒸气易从电解槽逸出; 其次, 钾极易溶于熔融的氯化物, 而难于分离。

19

## 2、热还原法

一般采用焦炭或炭化物为还原剂。

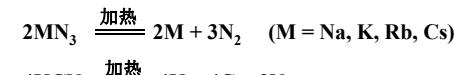


20

## 3、金属置换法

- $\text{Na}(g) + \text{MCl}(l) \xrightarrow{\text{高温}} \text{NaCl}(l) + \text{M}(g) \uparrow$   
 $\text{M} = \text{K}, \text{Rb}, \text{Cs}$  (因为  $\text{K}, \text{Rb}, \text{Cs}$  的挥发性高于  $\text{Na}$ )
- $2\text{RbCl} + \text{Ca} \xrightarrow{\text{高温}} \text{CaCl}_2 + 2\text{Rb} \uparrow$

## 4、热分解法



21

## §3 碱金属和碱土金属的化合物

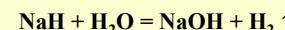
### 一、氢化物

碱金属和钙、锶、钡等在加热时都能和氢直接化合生成离子型氢化物。

如:  $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH}$

$\text{Sr} + \text{H}_2 = \text{SrH}_2$

1、离子型氢化物容易被水分解放出氢气:



22

2、离子型氢化物可与  $\text{BF}_3$  和  $\text{AlCl}_3$  等形成复杂的氢化物:



23

## 二、氧化物、过氧化物、超氧化物和臭氧化物

### 1、氧化物 (Oxide)

	颜色	m.p. / K
$\text{Li}_2\text{O}$	白色	1973
$\text{Na}_2\text{O}$	白色	1548
$\text{K}_2\text{O}$	淡黄	623
$\text{Rb}_2\text{O}$	亮黄	673
$\text{Cs}_2\text{O}$	橙红	673

除  $\text{Li}$  外, 其它碱金属在空气中燃烧的主要产物都不是普通氧化物  $\text{M}_2\text{O}$ 。

24

### 碱土金属氧化物的熔点

	BeO	MgO	CaO	SrO	BaO
m.p./ K	2803	3125	2887	2693	2191
颜色	白色 固体				

碱土金属氧化物都是白色固体。

25

### ➤ 氧化物性质:

- ①与水反应从上到下程度增加。
- ②热稳定性、熔点: 总的趋势, 从上到下逐渐减弱, 因为晶格能逐渐减小。

但是 m.p.: BeO < MgO, 为什么?

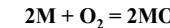
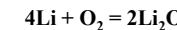


26

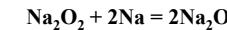
### ➤ 氧化物制备:

#### a. 直接燃烧法

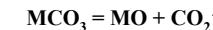
Li 和 IIA 族元素在空气中燃烧生成氧化物



#### b. 还原法制备



#### c. 热分解法制备



27

### ➤ 氧化物性能和应用:

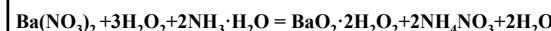
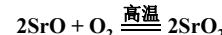
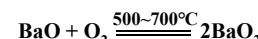
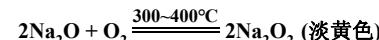
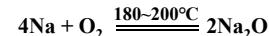
- ◆ M<sub>2</sub>O 在湿空气生成 MOH, 在CO<sub>2</sub>中生成M<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- ◆ MgO (苦干): 耐火砖和蒸气管道的隔热材料.
- ◆ CaO (石灰): 水泥、胶泥及中和酸性土壤.  
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$  消石灰  
 工业上最廉价的氢氧根离子来源, 用于干燥剂  
 (用于碱性气体及 NH<sub>3</sub> 的干燥)、脱水(乙醇)
- ◆ BeO 为两性物, 而其他氧化物均显碱性.

28

### 2、过氧化物 (Peroxide)

#### ● 制备:

除 Be 外几乎所有 IA 和 IIA 族元素都能生成过氧化物

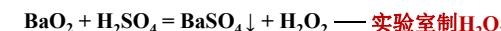
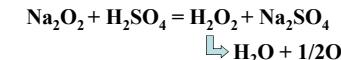
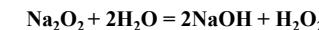


29

### ● 性能和应用:

#### (1) 供氧剂

过氧化物为粉末状固体, 易吸潮。与水或稀酸作用, 生成H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>:



30

$2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$

Note:

由于 $\text{Na}_2\text{O}_2$ 具有强氧化性，在熔融时与铝粉、炭粉和棉花等还原性物质反应容易发生爆炸！！





31

(2) 矿熔剂 (氧化剂)

$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{Na}_2\text{O}_2$  (熔融)  $= 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{O}$

$\text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{O}_2$  (熔融)  $= \text{Na}_2\text{MnO}_4$

$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{Na}_2\text{O}_2$  (熔融)  $= 2\text{Na}_2\text{FeO}_4 + \text{Na}_2\text{O}$

(3) 强碱性

在熔融时不宜使用陶瓷和石英容器，以免腐蚀。

32

3、超氧化物 (superoxide)

$\text{MO}_2$  ( $\text{M} = \text{K}, \text{Rb}, \text{Cs}$ )

	$\text{KO}_2$	$\text{RbO}_2$	$\text{CsO}_2$
颜色	橙黄色	深棕色	深黄色
$m.p./\text{K}$	653	685	705

制备：

$\text{M} + \text{O}_2$  (过量)  $\xrightarrow{\text{燃烧}}$   $\text{MO}_2$  ( $\text{M} = \text{K}, \text{Rb}, \text{Cs}$ )

$\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{300\text{atm}/773\text{K}} 2\text{NaO}_2$

33

**性质和应用：**

超氧化物是很强的氧化剂，与水或其它质子溶剂发生剧烈反应产生  $\text{O}_2^-$  和  $\text{H}_2\text{O}_2$ ，与  $\text{CO}_2$  反应也放出  $\text{O}_2$ 。

$2\text{KO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KOH} + \text{O}_2 \uparrow$

$4\text{KO}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{O}_2 \uparrow$

过氧化物和超氧化物均没有氧气稳定，可用于急救器、潜水和登山等方面。

34

4、臭氧化物

$\text{MO}_3$  ( $\text{M} = \text{K}, \text{Rb}, \text{Cs}$ )

干燥的  $\text{K}$ 、 $\text{Rb}$ 、 $\text{Cs}$  氢氧化物与  $\text{O}_3$  反应生成臭氧化物：

$6\text{MOH}(s) + 4\text{O}_3(g) = 4\text{MO}_3(s) + 2\text{MOH}\cdot\text{H}_2\text{O}(s) + \text{O}_2(g)$

$\text{KO}_3$  不稳定，易分解、水解：

$2\text{KO}_3 = 2\text{KO}_2 + \text{O}_2$  缓慢分解

$4\text{KO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{KOH} + 5\text{O}_2$  遇水剧烈反应

臭氧化物也可用于宇航、水下、矿井、高山等工作。

35

**三、氢氧化物**

1. 溶解度的变化

碱金属氢氧化物	$\text{LiOH}$	$\text{NaOH}$	$\text{KOH}$	$\text{RbOH}$	$\text{CsOH}$
$15^\circ\text{C}$ 溶解度 ( $\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ )	5.3	26.4	19.1	17.9	25.8
碱土金属氢氧化物	$\text{Be}(\text{OH})_2$	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	$\text{Ba}(\text{OH})_2$
$20^\circ\text{C}$ 溶解度 ( $\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ )	$8 \times 10^{-6}$	$5 \times 10^{-4}$	$1.8 \times 10^{-2}$	$6.7 \times 10^{-2}$	$2 \times 10^{-1}$

36

## 2. 碱性的变化

碱性增强

LiOH	Be(OH) <sub>2</sub> (两性)
NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>
KOH	Ca(OH) <sub>2</sub>
RbOH	Sr(OH) <sub>2</sub>
CsOH	Ba(OH) <sub>2</sub>

碱性增强

除 Be(OH)<sub>2</sub> 为两性, LiOH 和 Mg(OH)<sub>2</sub> 为中强碱, 其它均为强碱。

37

### (1) 当离子半径单位为 Å 时:

$$\phi(\text{离子势}) = \frac{\text{阳离子电荷}}{\text{阳离子半径}} = \frac{Z}{r} \quad (r: \text{Å})$$

Φ 越大, ROH 的酸性就越强。

$\sqrt{\phi} < 2.2$ , 碱性

$2.2 < \sqrt{\phi} < 3.2$ , 两性

$\sqrt{\phi} > 3.2$ , 酸性

38

	LiOH	NaOH	KOH	RbOH	CsOH
溶解度	5.3	26.4	19.1	17.9	25.8
$\sqrt{\Phi}$	1.2	1.0	0.87	0.82	0.77
	中强碱	强碱	强碱	强碱	强碱
	Be(OH) <sub>2</sub>	Mg(OH) <sub>2</sub>	Ca(OH) <sub>2</sub>	Sr(OH) <sub>2</sub>	Ba(OH) <sub>2</sub>
溶解度	$8 \times 10^{-6}$	$5 \times 10^{-4}$	0.018	0.067	0.2
$\sqrt{\Phi}$	2.54	1.76	1.42	1.33	1.22
	两性	中强	强碱	强碱	强碱

r 的单位: Å

39

### (2) 当离子半径单位为 nm 时( $1\text{nm} = 10 \text{ Å}$ ):

$$\phi(\text{离子势}) = \frac{\text{阳离子电荷}}{\text{阳离子半径}} = \frac{Z}{r} \quad (r: \text{nm})$$

Φ 越大, ROH 的酸性就越强。

$\sqrt{\phi} < 7$ , 碱性

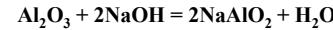
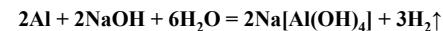
$7 < \sqrt{\phi} < 10$ , 两性

$\sqrt{\phi} > 10$ , 酸性

40

## 3. NaOH

强碱性, 能溶解某些两性金属、非金属及其氧化物。



41

## 四、盐类

### 1、共同特点

- 基本上是离子型化合物。
- 阳离子基本无色, 盐的颜色取决于阴离子颜色。
- IA 盐类易溶, IIA 盐类难溶, 一般与大直径阴离子相配时易形成难溶的 IIA 盐。

42

<b>IA 易溶</b>	<b>IIA 难溶</b>
难溶物:	
$\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$	$\text{MF}_2$
$\text{NaZn}(\text{UO}_2)_3(\text{Ac})_9 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ (黄绿)	$\text{MCO}_3$
$\text{KClO}_4$	$\text{MC}_2\text{O}_4$
$\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ (黄)	$\text{M}_3(\text{PO}_4)_2$
$\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ (黄)	$\text{MSO}_4$
$\text{Li}_3\text{PO}_4$ , $\text{LiF}$ , $\text{Li}_2\text{CO}_3$	$\text{MCrO}_4$
<b>Ba<sup>2+</sup>检验:</b> 白色 $\text{BaSO}_4$ (不溶于酸), 黄色 $\text{BaCrO}_4$ (溶于酸)	
<b>Ca<sup>2+</sup>检验:</b> 白色 $\text{CaC}_2\text{O}_4$ (溶于酸), 白色 $\text{CaCO}_3$ (溶于酸)	

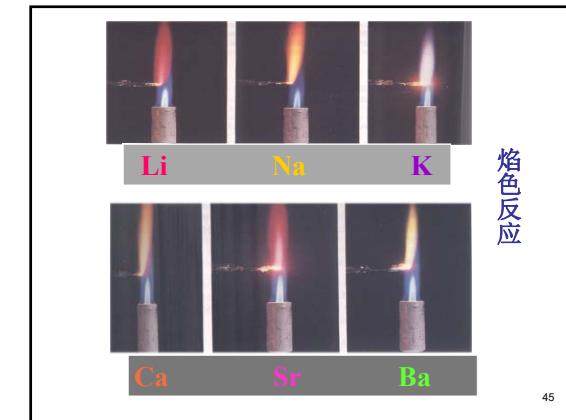
43

### 焰色反应

碱金属和钙、锶、钡的挥发性盐在灼热时能使火焰呈现特征的颜色, 这种现象称之为焰色反应。高温火焰使上述物质发生原子化, 金属原子的电子受高温火焰激发跃迁到能量较高的轨道上, 当电子从高能级轨道跃迁回低能级轨道时, 会依据两轨道间的能级差大小发射出一定波长的光, 从而使火焰呈现出特征的颜色。

元素	Li	Na	K	Rb	Cs	Ca	Sr	Ba
火焰颜色	深红	黄	紫	紫红	紫红	橙红	洋红	黄绿

44



### 2、热稳定性

- a.  $\text{SiO}_3^{2-}$ 、 $\text{PO}_4^{3-}$  稳定
- b.  $\text{SO}_4^{2-}$ 、 $\text{CO}_3^{2-}$  较稳定
- c.  $\text{NO}_3^-$  较不稳定
- d. 正盐比酸式盐稳定
- e. 阳离子极化力越大, 稳定性越差

分解温度:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 > \text{CaCO}_3 > \text{MgCO}_3 > \text{ZnCO}_3$

46

### 小结:

同一酸根不同金属阳离子的热稳定性大致次序为:

碱金属盐(除Li外) > 碱土金属盐 > d区、ds区和p区重金属盐

47

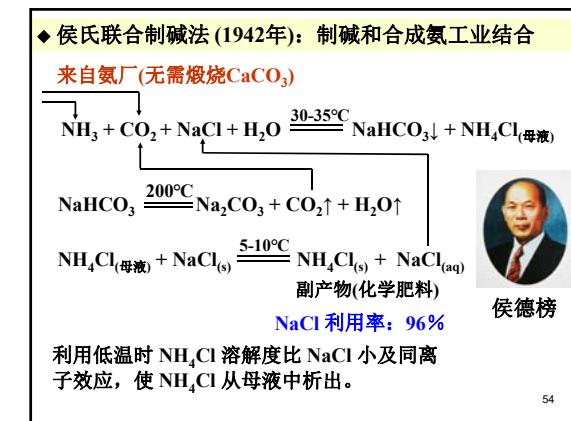
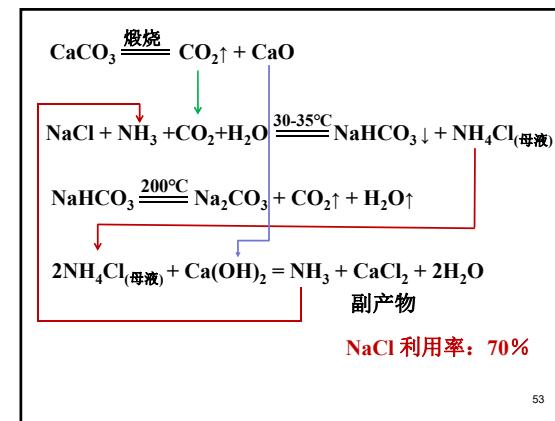
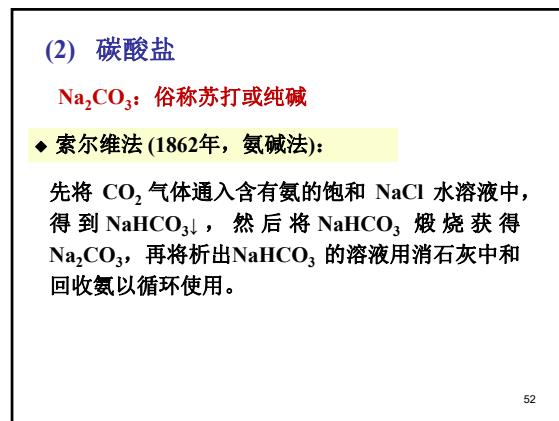
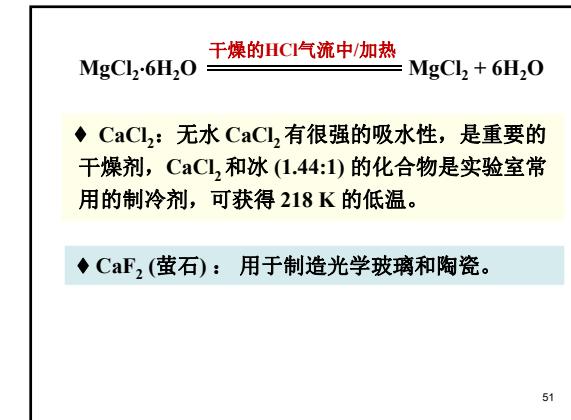
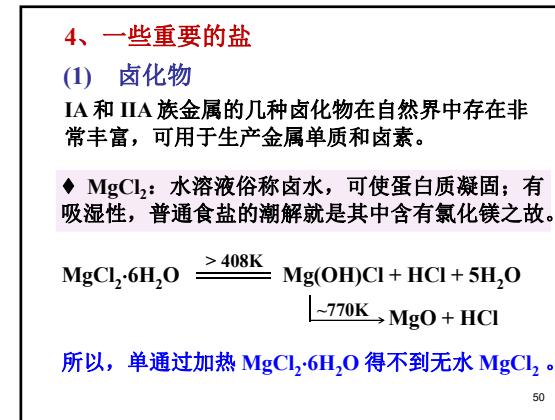
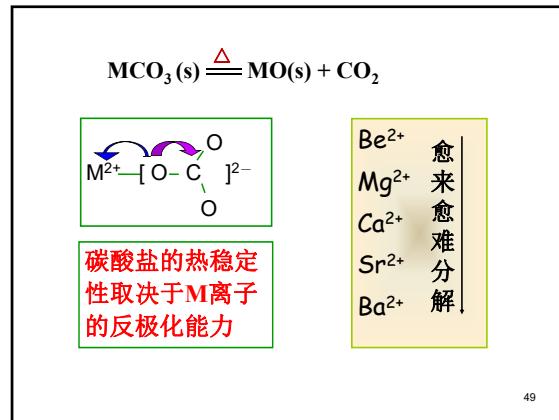
### 3、碳酸盐的热稳定性

除 $\text{Li}_2\text{CO}_3$ 外, 碱金属碳酸盐很难分解, 但碱土金属碳酸盐的热稳定性较低, 因为金属的离子势 $\phi$ 越大, 越容易分解, 分解温度越低.

**热稳定性:** 碱金属碳酸盐 > 碱土金属碳酸盐  
(除 $\text{Li}_2\text{CO}_3$ 之外)

**溶解性:** 碱金属碳酸盐 > 碱土金属碳酸盐

48



**(3) 硫酸盐****● 芒硝:  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$** 

芒硝是中药，也是一种良好的相变贮热材料，用于低温贮存太阳能。

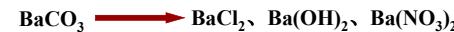
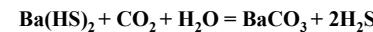
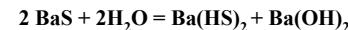
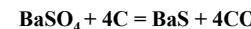
**● 生石膏:  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$** 

熟石膏与水混合成糊状后放置一段时间会变成生石膏并变硬、膨胀，故用以制模型、粉笔等。

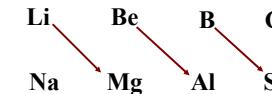
55

**● 重晶石:  $\text{BaSO}_4$  可用做白色涂料。**

$\text{BaSO}_4$  是唯一无毒的钡盐，因其溶解度极小，又不溶于胃酸，不会使人中毒，所以纯净的  $\text{BaSO}_4$  被用于医疗诊断中胃肠系统的 X 射线照影剂。



56

**专题讨论 4 (2)****对角线规则之 Be&Al, Li&Mg**

57

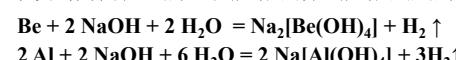
**1. Be与Al的相似性**

◆ 单质均为活泼金属，其标准电极电势相近：

$$\varphi^\circ(\text{Be}^{2+}/\text{Be}) = -1.847 \text{ V}$$

$$\varphi^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1.662 \text{ V}$$

◆ 单质均为两性金属，既能溶于酸也能溶于强碱：



◆ 单质都能被冷、浓硝酸钝化；

58

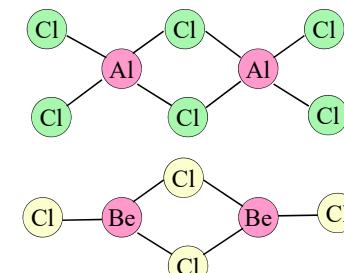
◆  $\text{Be}(\text{OH})_2$  和  $\text{Al}(\text{OH})_3$  都是两性氢氧化物：



◆  $\text{Al}^{3+}$ 、 $\text{Be}^{2+}$  易水解。

59

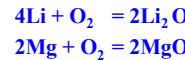
◆ 氯化物均为双聚物，并显示共价性，可以升华，且溶于有机溶剂。



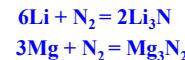
60

## 2. Li与Mg的相似性

- 单质在过量氧中燃烧时，均只生成正常氧化物；

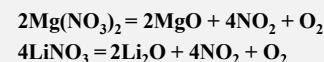


- Li、Mg与 N<sub>2</sub> 反应生成氮化物，其它碱金属不能直接和 N<sub>2</sub> 反应；



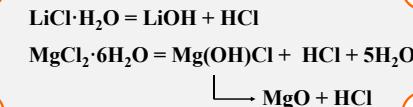
61

- 氢氧化物均为中强碱，而且在水中的溶解度都较小；其氟化物、碳酸盐、磷酸盐等均难溶；
- 氯化物都能溶于有机溶剂(如乙醇)；
- 硝酸盐受热分解；



62

- 碳酸盐受热时，均能分解成相应氧化物(Li<sub>2</sub>O、MgO)。
- 加热水合氯化物盐，均得不到无水氯化物。



63

## 补充：巴索洛规则

当阴阳离子电荷绝对值相同，阴阳离子半径较为接近则难溶；否则，易溶。



64

IA	II A
KClO <sub>4</sub>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> 、CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> 、I <sup>-</sup>
Na[Sb(OH) <sub>6</sub> ]	
K <sub>2</sub> [PtCl <sub>6</sub> ]	

65