

## 第20章

## 碱金属

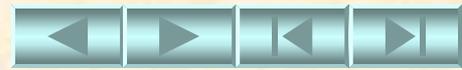
## 碱土金属

本章要求：

- 1、掌握碱金属和碱土金属的性质以及结构性质与存在、制备、用途之间的关系。
- 2、掌握碱金属和碱土金属氧化物的性质和类型。
- 3、掌握碱金属和碱土金属氢氧化物的溶解度、碱性和盐类溶解度、热稳定性的变化规律。
- 4、掌握碱金属和碱土金属盐类的一些重要性质。

**本章重点：** 属和碱土金属单质及化合物的化学性质；碱金属和碱土金属氢氧化物、盐的某些性质变化规律。

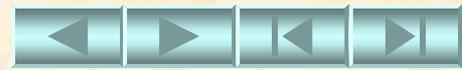
**本章难点：** 对性质变化规律的理论解释。



20--1 碱金属和碱土金属的通性

20--2 碱金属和碱土金属的单质

20--3 碱金属和碱土金属的化合物



## 20-1 碱金属和碱土金属的通性

第**IA**族碱金属(IA):  $ns^1$  **Li, Na, K, Rb, Cs, Fr**

锂、钠、钾、铷、铯和钫六种元素，由于它们的氢氧化物都是易溶于水的强碱，所以称它们为碱金属元素。其中钫是放射性元素。

第**IIA**族碱土金属(IIA):  $ns^2$  **Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra**

铍、镁、钙、锶、钡和镭六种元素，由于钙、锶和钡的氧化物在性质上介于“碱性的”碱金属氧化物和“土性的”难熔的氧化物 $Al_2O_3$ 之间，所以称它们为碱土金属。现在习惯上把铍和镁也包括在内，统称为碱土金属元素。其中镭是放射性元素。



碱金属和碱土金属的价电子层结构分别为 $ns^1$ 及 $ns^2$ ，它们在通常情况下只能分别形成氧化态为+1和+2的化合物。碱金属原子最外层只有一个价电子，而次外层是8个电子，由于内层电子的屏蔽效应较显著，这一个价电子特别容易失去。从而使碱金属的第一电离能在同一周期元素中为最低的。

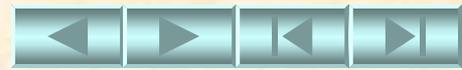
碱金属和碱土金属原子都易失去最外层电子，是活泼的金属元素。单质是极强的还原剂。而金属离子则是极弱的氧化剂。

由于碱金属具有强的还原性，而它们的离子 $M^+$ 几乎没有氧化性，用还原剂将其还原是相当困难的，所以单质的制备一般都是采用电解的方法。



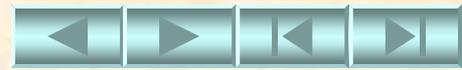
## 碱金属元素的一些基本性质

元素 性质	Li	Na	K	Rb	Cs
价电子构型	$2S^1$	$3S^1$	$4S^1$	$5S^1$	$6S^1$
主要氧化数	+1				
第一、二电离 势( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )	521 7295	499 4591	421 3088	405 2675	371 2436
电负性	0.98	0.93	0.82	0.82	0.79
$E^0(\text{M}^+/\text{M})(\text{V})$	-3.045	-2.7109	-2.923	-2.925	-2.93
$\text{M}^+$ 水合热 ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )	519	406	322	293	254



## 碱土金属元素的一些基本性质

元素 性质	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
价电子构型	$2S^2$	$3S^2$	$4S^2$	$5S^2$	$6S^2$
主要氧化数	+2				
第一、二电离 势( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )	905 1768	742 1460	593 1152	552 1070	564 971
第三电离势 ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )	14939	7658	4942	4351	3575
$E^0(\text{M}^{2+}/\text{M})(\text{V})$	-1.85	-2.375	-2.76	-2.89	-2.90
$\text{M}^{2+}$ 水合热 ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )	2494	1921	1577	1443	1305



在碱金属和碱土金属中，除了离子半径小、极化力强的 $\text{Li}^+$ 、 $\text{Be}^{2+}$ 、 $\text{Mg}^{2+}$ 与变形性大的阴离子( $\text{I}^-$ )所形成的某些化合物具有明显的共价性外，其它元素形成的化合物都是离子型。

由于碱土金属原子核比同一周期的碱金属多了一个单位核电荷，原子核对外层电子的引力就强一些，造成一些性质的差异。

碱土金属原子核与同一周期碱金属相比多了一个核电荷，而原子半径比相邻的碱金属要小些，所以碱土金属元素的原子核对外层电子的吸引力就强一些，电离能和电负性大些。另外，碱土金属参与反应时要失去二个电子，不如碱金属只失去一个电子容易，所以碱土金属的化学活泼性不如碱金属。

在这两族元素中，随着原子半径由上而下逐渐增大，核对外层电子的吸引力减弱，金属活泼性逐渐增强。



## 20-2 碱金属和碱土金属单质的性质

### 2-1、物理性质：

金属的物理性质与金属的金属键的强弱有关。而金属键的强弱与金属原子的半径和外层价电子数有关(碱金属原子只有一个价电子，且半径较大，所以原子间的金属键较弱)。

性质 \ 单质	锂	钠	钾	铷	铯	铍	镁	钙	锶	钡
密度/g.cm <sup>-3</sup> (293K)	0.53	0.97	0.86	1.53	1.90	1.85	1.74	1.55	2.54	3.5
熔点/K	453	371	337	312	302	1551	922	1112	1042	998
沸点/K	1615	1156	1033	959	942	3243	1363	1757	1657	1913
硬度	0.6	0.4	0.5	0.3	0.2	4.0	2.0	1.5	1.8	-
电导性(Hg=1)	11.2	20.8	13.6	7.7	4.8	5.2	21.4	20.8	4.2	-



## 一、碱金属特殊物理性质：

**密度小** 钾钠保存于煤油中，锂保存于蜡中。

**硬度小** 用小刀可以切割它们。

**熔沸点较低** 随原子量的增大而降低。

**导电性强** Cs、Rb用于作光电材料。

二、碱土金属的物理物质：**密度较小但硬度大** 镁和铍用于制轻质合金，如镁铝合金，用于制造飞机部件，铍铜合金具有强度大，硬度高弹性好等优点。

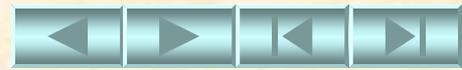
碱土金属的导电性最好的是镁和钙，其它的导电能力较差。

## 三、液态合金

碱金属在常温下能形成液态合金：

K-Na合金 (K: 77.2 % Na: 22.8 % m.p. = 260.7 K) ——具有较高的比热和较宽的液化范围而被用作核反应堆的冷却剂。

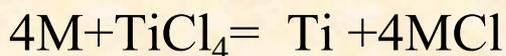
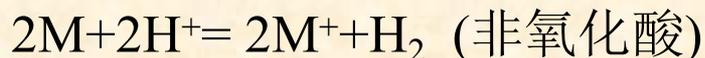
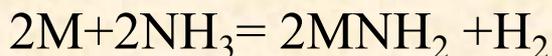
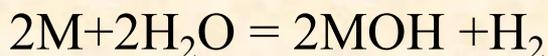
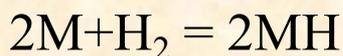
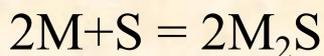
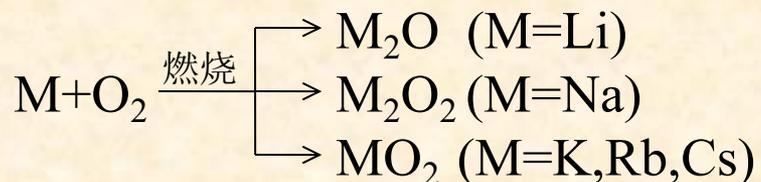
Na-Hg合金(称钠汞齐 m.p. = 236.2 K)——用于有机合成中作还原剂



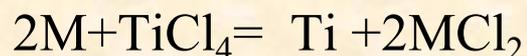
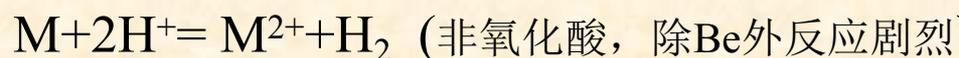
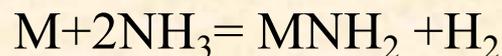
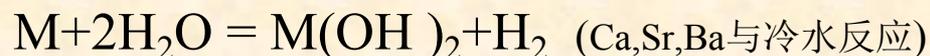
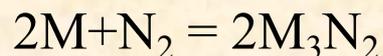
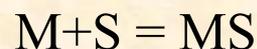
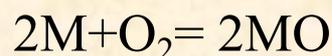
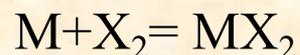
## 2-2、化学性质：

碱金属的化学性质很活泼，而碱土金属稍逊于碱金属。它们的化学活泼性自上而下依次增强：

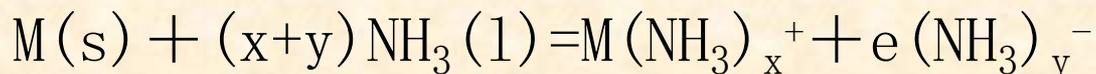
### 碱 金 属



### 碱 土 金 属



碱金属能溶解于液氨中生成溶剂合离子和溶剂电子：



金属的氨溶液呈蓝色，若挥发掉溶剂，又可得到金属。

金属氨溶液具有高导电性，顺磁性，和强还原性，常用于有机制备反应。

锂的标准电极电势比钠或钾的标准电极电势小，为什么Li 与水反应没有其它金属与水的反应激烈？

电极电势属于热力学范畴，而反应剧烈程度属于动力学范畴，两者之间并无直接的联系。

Li与水反应没有其它碱金属与水反应激烈，主要原因有：A、锂的熔点较高，与水反应产生的热量不足以使其熔化；B、与水反应的产物溶解度较小，一旦生成，就覆盖在金属锂的上面，阻碍反应继续进行。

性 质	Li	Na	K	Rb	Cs
m.p./K	453.69	370.96	336.8	312.04	301.55
MOH 在水中的 溶解度/(mol·L <sup>-1</sup> )	5.3	26.4	19.1	17.9	25.8



## 20--3 碱金属和碱土金属化合物

### 3-1 氧化物

#### 一、普通氧化物:

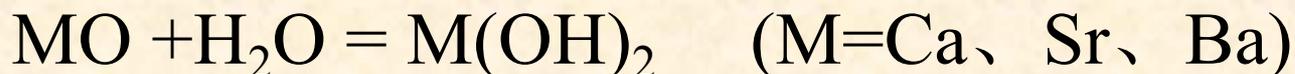
碱金属在空气中燃烧时只有锂生成普通的氧化物, 其它碱金属的氧化物只能用间接的方法制得:



碱金属氧化物的颜色由 $\text{Li}_2\text{O}$ (白色)到 $\text{Cs}_2\text{O}$ (橙色)逐渐加深, 热稳定性则逐渐降低, 与水反应生成相应的氢氧化物:



碱土金属的氧化物都是白色,  $\text{BeO}$ 和 $\text{MgO}$ 难溶于水,  $\text{CaO}$ 、 $\text{SrO}$ 和 $\text{BaO}$ 与水剧烈反应生成相应的氢氧化物并放出大量的热(水合热):



碱土金属氧化物具有较大的晶格能, 较高的熔点和硬度。



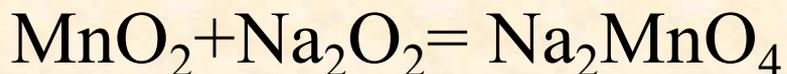
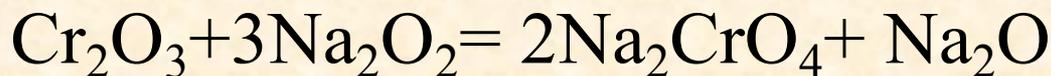
## 二、过氧化物:

碱金属和碱土金属(除Be外)都有过氧化物。

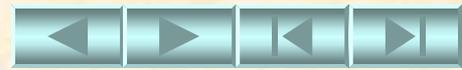
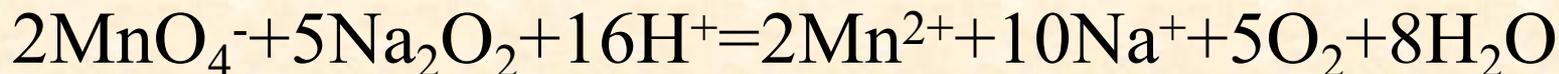
$\text{Na}_2\text{O}_2$ 是淡黄色的粉末, 易吸潮, 较稳定, 773K仍不分解。与水和稀酸反应都能放出氧气:



$\text{Na}_2\text{O}_2$ 在碱性介质中是一种强氧化剂, 能把Cr(III)、Mn(IV)氧化为Cr(VI)和Mn(VI):

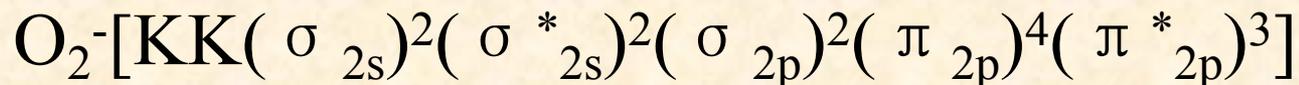


$\text{Na}_2\text{O}_2$ 遇到更强的氧化剂时, 则呈还原性:

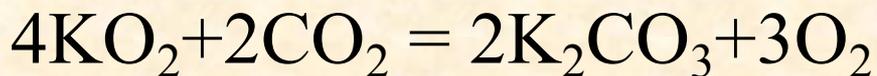


### 三、超氧化物

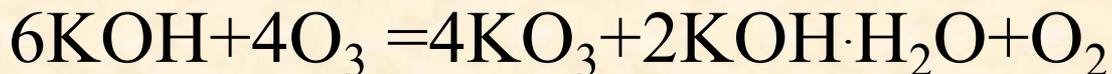
超氧化物都具有较深的颜色(橙黄色或红色), 这是由于 $O_2^-$ 离子中含有未成对的电子:



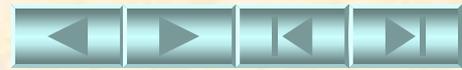
$O_2^-$ 离子的稳定性比 $O_2$ 差, 与水、 $CO_2$ 反应也放出氧气:



碱金属中的钾、铷、铯的氢氧化物与臭氧反应还可生成相应的臭氧化物:



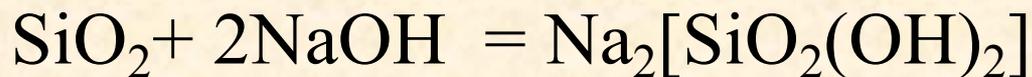
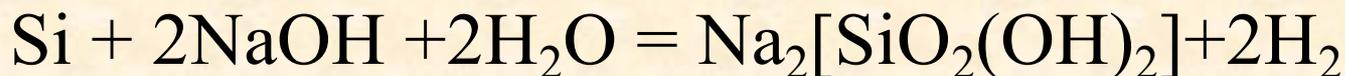
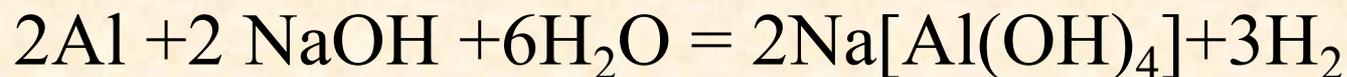
臭氧化物不稳定, 放置时会缓慢分解:



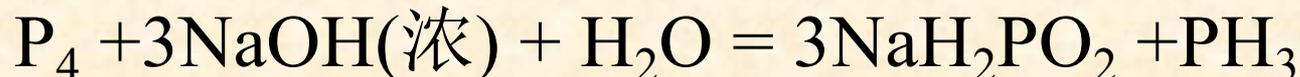
## 3-2 碱金属和碱土金属的氢氧化物

碱金属和碱土金属的氢氧化物都是白色固体，易吸潮。它们突出的性质是碱性[Be(OH)<sub>2</sub>]呈两性，其余的是强碱或中强碱)、腐蚀性(对纤维、皮肤等)。现以NaOH来说明：

NaOH能溶解两性金属、非金属以及它们的氧化物：



Cl<sub>2</sub>、S、P<sub>4</sub>、I<sub>2</sub>等非金属与NaOH溶液与发生歧化反应：



碱金属和碱土金属氢氧化物的性质虽有很多相似之处，但它们之间仍有明显的差别，并有一定的变化规律：

## 一、溶解度的变化

在ROH中，由于同族元素中，自上而下，正离子半径增大，正离子对OH<sup>-</sup>的引力依次减少，易被水分子拆开，故溶解度增大，而碱土金属半径比碱金属小，电荷大，M<sup>2+</sup>对OH<sup>-</sup>的吸引力比M<sup>+</sup>大，水分子不容易将它们拆开，所以碱土金属氢氧化物溶解度相应的小。溶解度的递变规律如下：

氢氧化物	溶解度/(g/100gH <sub>2</sub> O)		氢氧化物	溶解度/(g/100gH <sub>2</sub> O)	
LiOH	13	↓ 溶解度增加	Be(OH) <sub>2</sub>	2 × 10 <sup>-4</sup>	↓ 溶解度增加
NaOH	109		Mg(OH) <sub>2</sub>	1 × 10 <sup>-3</sup>	
KOH	112		Ca(OH) <sub>2</sub>	0.167	
RbOH	177		Sr(OH) <sub>2</sub>	0.81	
CsOH	330		Ba(OH) <sub>2</sub>	3.84	

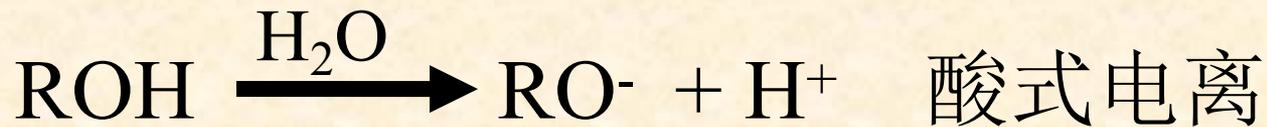
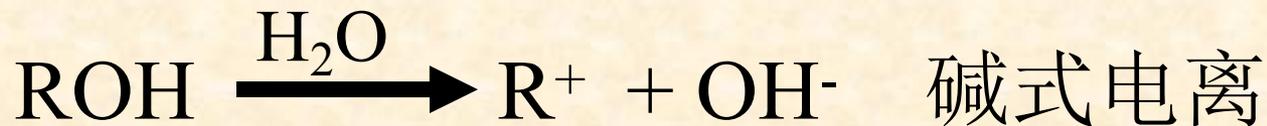
溶解度减小



## 二、碱性：

对于氢氧化物ROH的碱性的强弱可作如下的解释。

氢氧化物的离解有如下两种方式：



离解方式与R<sup>+</sup>的静电力有关，即与电荷数及离子半径有关（ $\phi=Z/r$ ）， $\phi$ 大，离子的极化力强，R<sup>+</sup>吸引氧原子的电子云强，R--O键加强，O--H键被削弱，R--O--H则趋于酸式电离。

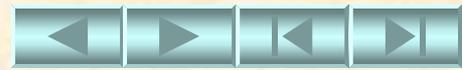


利用 $\phi$ 值大小来判断金属氢氧化物ROH酸碱性的经验公式是：（r的单位是埃 $\oplus$ ， $1 \oplus = 10^{-10} \text{ m}$ ）

$\sqrt{\phi}$	$< 2.2$	ROH呈碱性
$2.2 < \sqrt{\phi}$	$< 3.2$	ROH呈两性
$\sqrt{\phi}$	$> 3.2$	ROH呈酸性

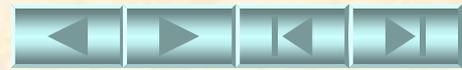
	$\sqrt{\phi}$		$\sqrt{\phi}$	
LiOH	1.29	Be(OH) <sub>2</sub>	2.54	碱性增强 ↓
NaOH	1.03	Mg(OH) <sub>2</sub>	1.75	
KOH	0.87	Ca(OH) <sub>2</sub>	1.42	
RbOH	0.82	Sr(OH) <sub>2</sub>	1.33	
CsOH	0.77	Ba(OH) <sub>2</sub>	1.22	

← 碱性增强



从上可知，若金属离子的电子层构型相同，则电荷数也相同，离子半径自上而下逐渐增大， $\phi$ 值逐渐减小，ROH的碱性逐渐增强。

碱金属的氢氧化物由于在水中溶解度很大，溶液的浓度也很大，加上离子势 $\phi$ 较小，ROH几乎全部发生碱式电离，因此，溶液中的 $[\text{OH}^-]$ 很大，故它们有特别强的碱性。



### 三、热稳定性

氢氧化物的热稳定性也是与金属离子的极化力有关。极化力大,则稳定性差.而金属离子的极化力是随着离子的电荷的增大与半径的减小而增强的.所以碱土金属氢氧化物的热稳定性比同周期碱金属的弱,且两族元素的氢氧化物和稳定性都是随着离子半径的增大而依次增强。

这种现象可以用金属离子对OH<sup>-</sup>极化力的大小来说明:金属离子对OH<sup>-</sup>极化作用的结果,使OH<sup>-</sup>离子中氧原子上的的电荷分布不均匀,靠近金属离子的一边带负电性,而靠近质子(H<sup>+</sup>)的一边带正电性,从而削弱了氧原子与氢原子之间的结合力,使金属的氢氧化物的热稳定性变小。

碱金属氢氧化物在熔化和沸腾时都不分解,而碱土金属氢氧化物当加热到一定的温度时就能分解。(LiOH除外)



化学性质

强碱性反应

重要的氢氧化物有NaOH、KOH、Ca(OH)<sub>2</sub>等

制备

碱金属氢氧化物

酸 → 盐+水

酸性氧化物

- CO<sub>2</sub> → 碳酸盐
- SiO<sub>2</sub> → 硅酸盐
- Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → 铝酸盐

非金属歧化

- 卤素 → XO<sub>3</sub><sup>-</sup> + X<sup>-</sup>
- P → H<sub>2</sub>PO<sub>2</sub><sup>-</sup> + PH<sub>3</sub>
- S → SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> + S<sup>2-</sup>

非金属置换  
Al、Zn、B、Si → 含氧酸盐+H<sub>2</sub>

1). 电解食盐水法制备NaOH:  
 $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow + \text{Cl}_2 \uparrow$

2). 氧化物与水反应:  
 $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$   
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca(OH)}_2$

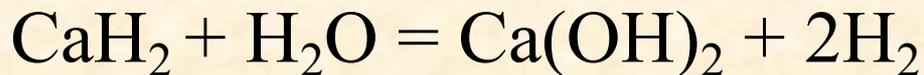
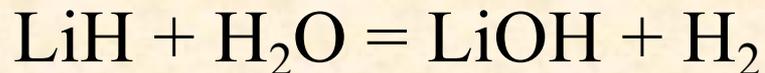


### 3-3 氢化物

化学活泼性高的碱金属和碱土金属中的Ca、Sr、Ba能与氢在高温下直接化合，生成离子型的氢化物：



所有的碱金属的氢化物都是强还原剂：



金属氢化物中以氢化锂最稳定，其它的氢化物稳定性较差，加热会分解成金属和氢。

LiH、CaH<sub>2</sub>常用于作为野外产生氢气的原料。1 kg 氢化锂可生产2800 dm<sup>3</sup> H<sub>2</sub>



## 3-4 碱金属和碱土金属的盐类

碱金属和碱土金属常见的盐类是卤化物、硝酸盐、硫酸盐、碳酸盐和磷酸盐。

### 一、晶型：

它们大多为离子晶体。锂、铍、镁的卤化物具有一定程度的共价性。

### 二、水溶性：

碱金属、碱土金属盐类的溶解性与溶解过程能量的变化有关，即溶解过程中，破坏晶格要吸收能量，而形成水合离子要放出能量。同时亦要考虑溶解过程中的熵变。即是： $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

离子脱离晶格时会引起熵增，而形成水合离子，水分子在离子周围作定向排列时又会引起熵减。溶解过程总的熵变为上述两项熵变之和。



一般来说，电荷少，半径大的离子，如碱金属离子和 $\text{NO}_3^-$ 、 $\text{ClO}_3^-$ 、 $\text{ClO}_4^-$ 等 $\Delta S$ 常为正值，有利于盐类的溶解；而电荷多，半径小的离子，如碱土金属离子和 $\text{CO}_3^{2-}$ 、 $\text{PO}_4^{3-}$ 等， $\Delta S$ 常为负值，不利于盐类溶解。

碱金属盐多数易溶于水，在水中完全电离。碱金属的弱酸盐易发生水解。 $\text{LiF}$ 、 $\text{Li}_2\text{CO}_3$ 、 $\text{Li}_3\text{PO}_4$ 难溶于水。碱土金属盐中，硝酸盐、卤化物（氟化物除外）、醋酸盐等易溶于水，碳酸盐、磷酸盐、草酸盐等难溶于水。

钙、锶、钡的碳酸盐能溶于过量的 $\text{CO}_2$ ，生成可溶性的酸式碳酸盐：



许多碱金属盐是以水合物形式存在，如 $\text{LiNO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ， $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ 等。盐中金属离子的半径越小，越易形成水合物。碱土金属盐也有以结晶水合物存在的，如石膏 $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 。



一般说来，同族元素的金属离子，离子半径越小，形成离子水合物的倾向越大。这与它们的水合热变化是一致的

	Li <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Rb <sup>+</sup>	Cs <sup>+</sup>	Be <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>
水合热	519	406	322	293	264	2494	1921	1577	1443	1305

在碱金属中，锂的所有盐几乎都是水合的，钠盐约有75%是水合的，钾盐有25%是水合的。碱土金属则以铍盐和镁盐的水合物较多

形成结晶水的能力不仅与阳离子有关，还与阴离子有关，如在碱金属盐中：卤化物大多数是无水物；硝酸盐只有锂形成水合盐  $\text{LiNO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ；硫酸盐中只有锂和钠形成水合盐  $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ， $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ；碳酸盐中则反常，除碳酸锂无水外，其余都有不同形式的水合物：



形成复盐的能力:

由两种简单盐按一定比例组成的盐,而在溶液中又能离解出简单盐离子的物质称为复盐。碱金属形成复盐的能力最强,按组成分为几种类型:

光卤石类:  $M^I Cl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$   $M^I = K^+, Rb^+, Cs^+$

如光卤石  $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$

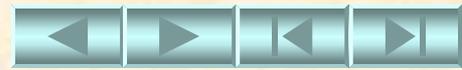
镁矾类:  $M_2^I SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 6H_2O$ ;  $M^I = K^+, Rb^+, Cs^+$

明矾类:  $M^I M^{III} (SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ 或写为  $M_2^I SO_4 M_2^{III} (SO_4)_3 \cdot 24H_2O$

$M^I = Na^+, NH_4^+, K^+, Rb^+, Cs^+$

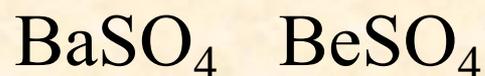
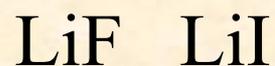
$M^{III} = Al^{3+}, Cr^{3+}, Fe^{3+}, Co^{3+}, Ga^{3+}, V^{3+}$

如明矾  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$

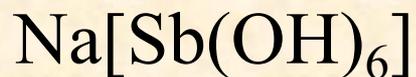


## 巴索洛规则：

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。



I A



II A



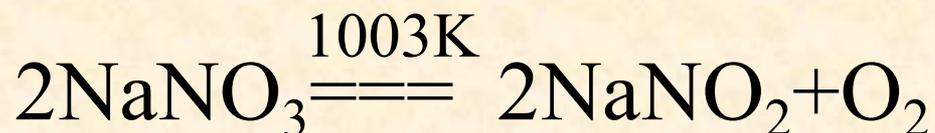
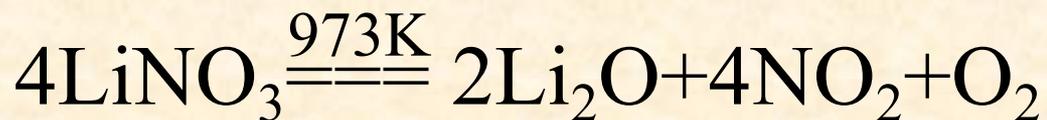
↓  
溶解度增大

↓  
溶解度减小



### 三、热稳定性:

碱金属和碱土金属盐的熔点都较高,除硝酸盐外都较稳定。



碱土金属盐也较稳定,高温下才分解。它们的碳酸盐的热稳定性较碱金属盐要低。

碱土金属碳酸盐分解温度

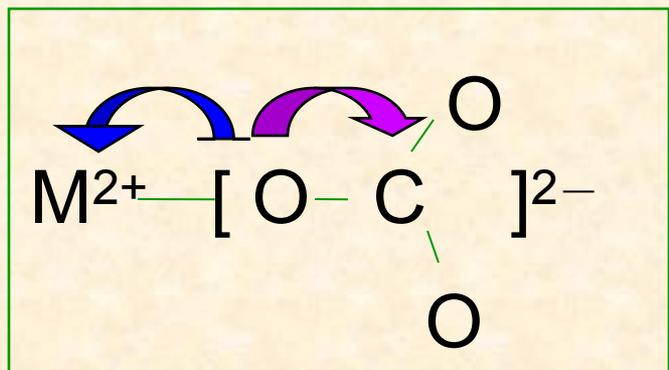
碳酸盐	$\text{BeCO}_3$	$\text{MgCO}_3$	$\text{CaCO}_3$	$\text{SrCO}_3$	$\text{BaCO}_3$
分解温度/K	<373	813	1173	1563	1633



碳酸盐（包括所有含氧酸盐）热稳定性的大小，从热力学的观点看，同分解反应 $MCO_3 = MO + CO_2$ 的焓变和熵变有关，焓变越大，熵变越小，盐越稳定（ $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ ）。但是熵变和焓变比较，焓变常起主要作用。

碳酸盐（包括所有含氧酸盐）热稳定性的大小，从结构的观点看，取决于盐中金属离子正电场的强弱，即是金属离子的极化作用，极化作用小，则其盐越稳定。

在碱土金属的碳酸盐中，由于 $Ba^{2+}$ 的正电场很小，对 $CO_3^{2-}$ 的极化作用很小，因而 $BaCO_3$ 最稳定。



## 四、焰色反应：

碱金属和碱土金属的离子不论是在晶体中还是在水溶液中都是无色的，它们的盐若有颜色则是负离子的颜色。碱金属和钙、锶、钡的挥发性盐在无色火焰中灼烧时会呈现各种牲的颜色，这称为**焰色反应**。

碱金属和碱土金属盐的焰色

离子	Li <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Rb <sup>+</sup>	Cs <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>
焰色	红	黄	紫	紫红	紫红	橙红	红	黄绿



Li



Na



K



Ca



Ba



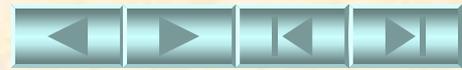
产生焰色反应的原因是：

碱金属和钙、锶、钡的挥发性盐灼烧时，它们的离子的外层电子被激了到能级较高的轨道，电子处于激发态是不稳定的，又跃回到能级较低轨道上来，释放的能量就以可见光的形式放出。但因各离子的结构不同，就发出不同波长的光，所以光的颜色也就不同。

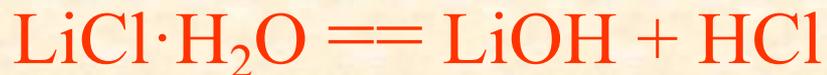
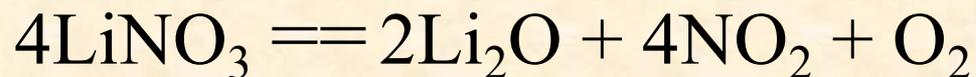
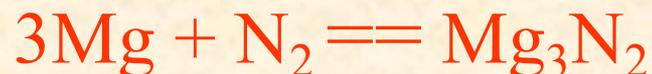
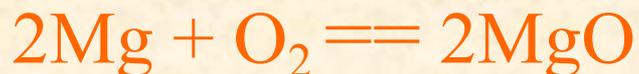
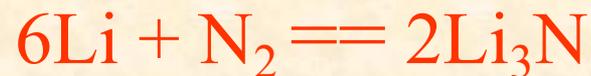
利用焰色反应在分析化学上可作元素的检定，还可以制造各种焰火：

红色焰火配方是： $\text{KClO}_3$  34%， $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$  45%，炭粉 10%、镁粉4%、松香7%

绿色： $\text{Ba}(\text{ClO})_2$  38%， $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  40%，硫粉22%



## Li、Mg的相似性



## 锂和镁相似性（对角线规则）

- 1、锂和镁在空气中燃烧时仅生成普通氧化物，而不生成过氧化物。
- 2、锂和镁都能生成较稳定的氮化物和碳化物。
- 3、锂和镁的氢氧化物的溶解度都较小，加热都能分解生成氧化物和水。
- 4、锂和镁的氟化物、碳酸盐、磷酸盐都难溶于水。
- 5、锂和镁的氯化物具有一定的共价性,能溶于有机溶剂。
- 6、 $\text{Li}^+$ 和 $\text{Mg}^{2+}$ 离子的水合能力均较强。

