**第四章 物质结构 元素周期律**

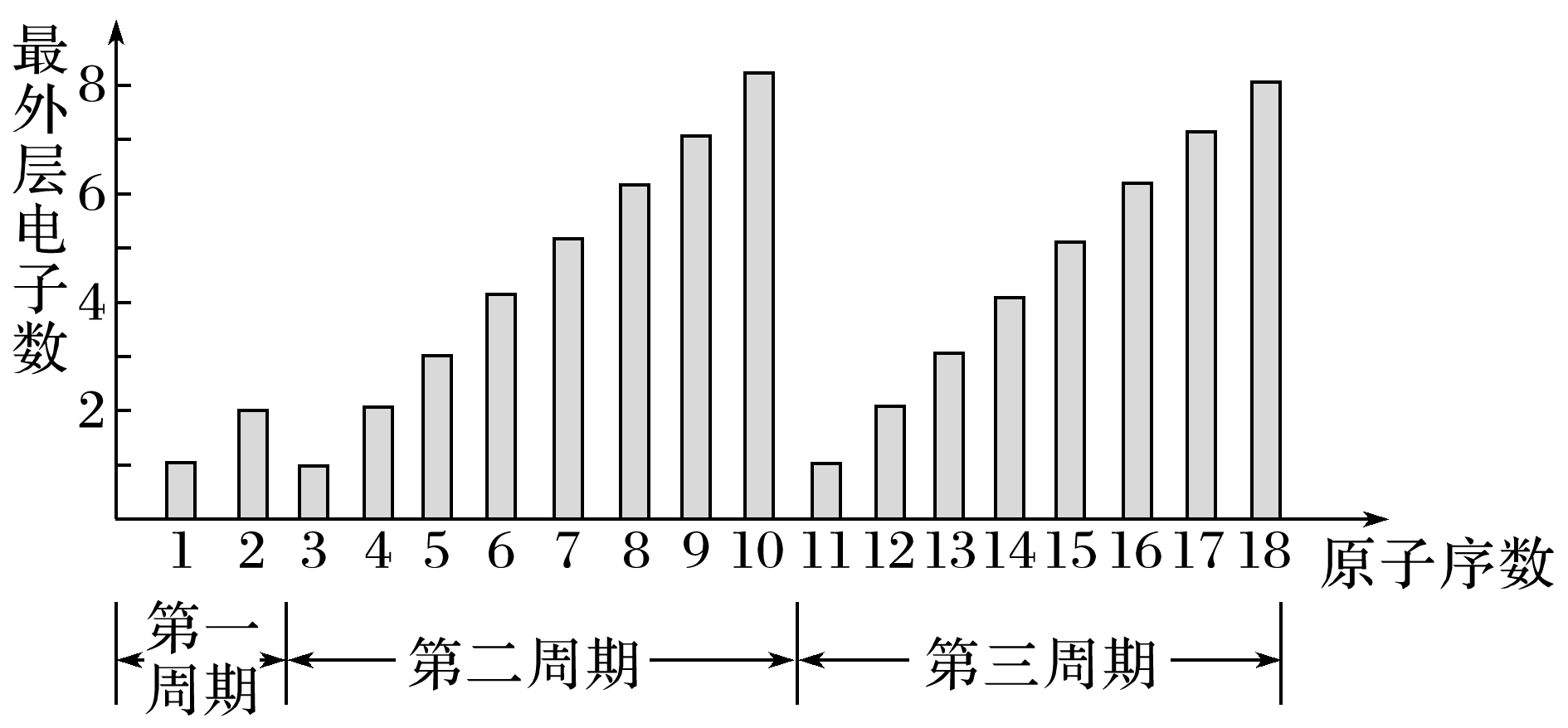
**第二节 元素周期律**

**课时1元素性质的周期性变化规律**

一、核外电子排布、原子半径和主要化合价的变化

1．原子核外电子排布的周期性变化

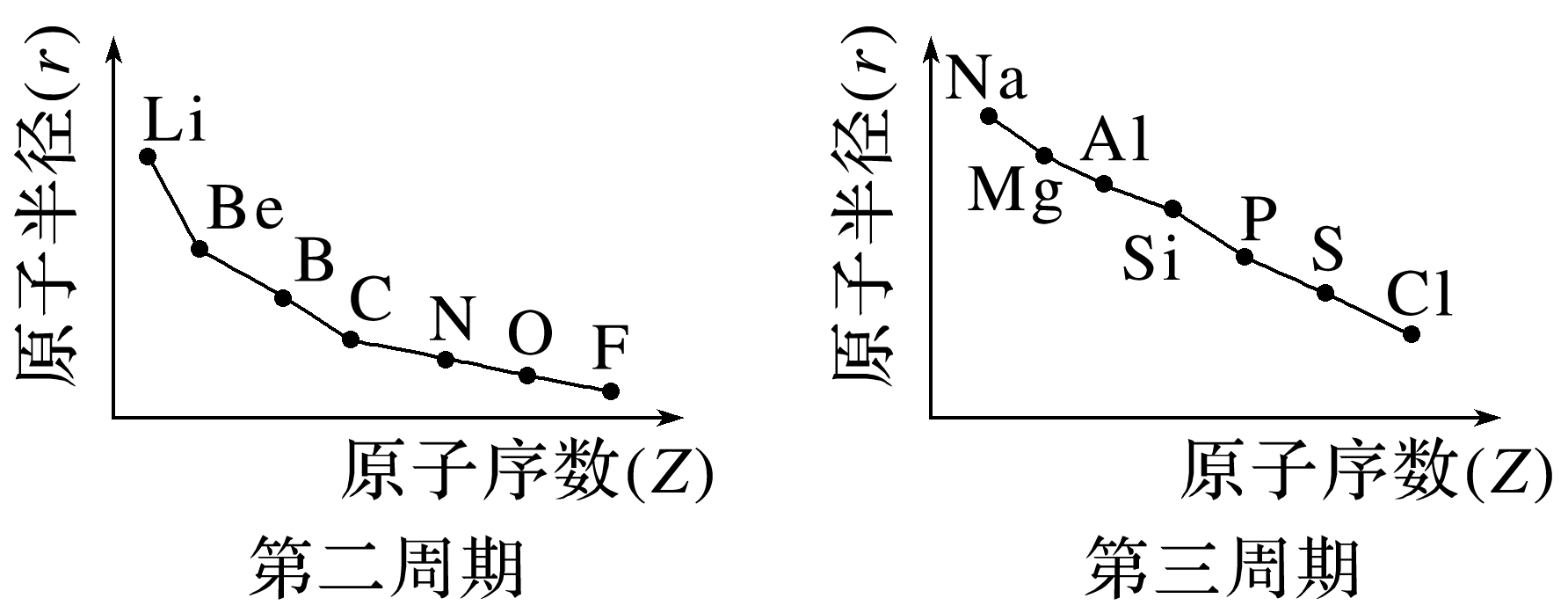
以原子序数为1～18的元素为例，探究原子最外层电子数的变化，图示如下：



规律：随着原子序数的递增，元素原子的最外层电子排布呈现由1到8的周期性变化(第一周期除外)。

2．原子半径的周期性变化

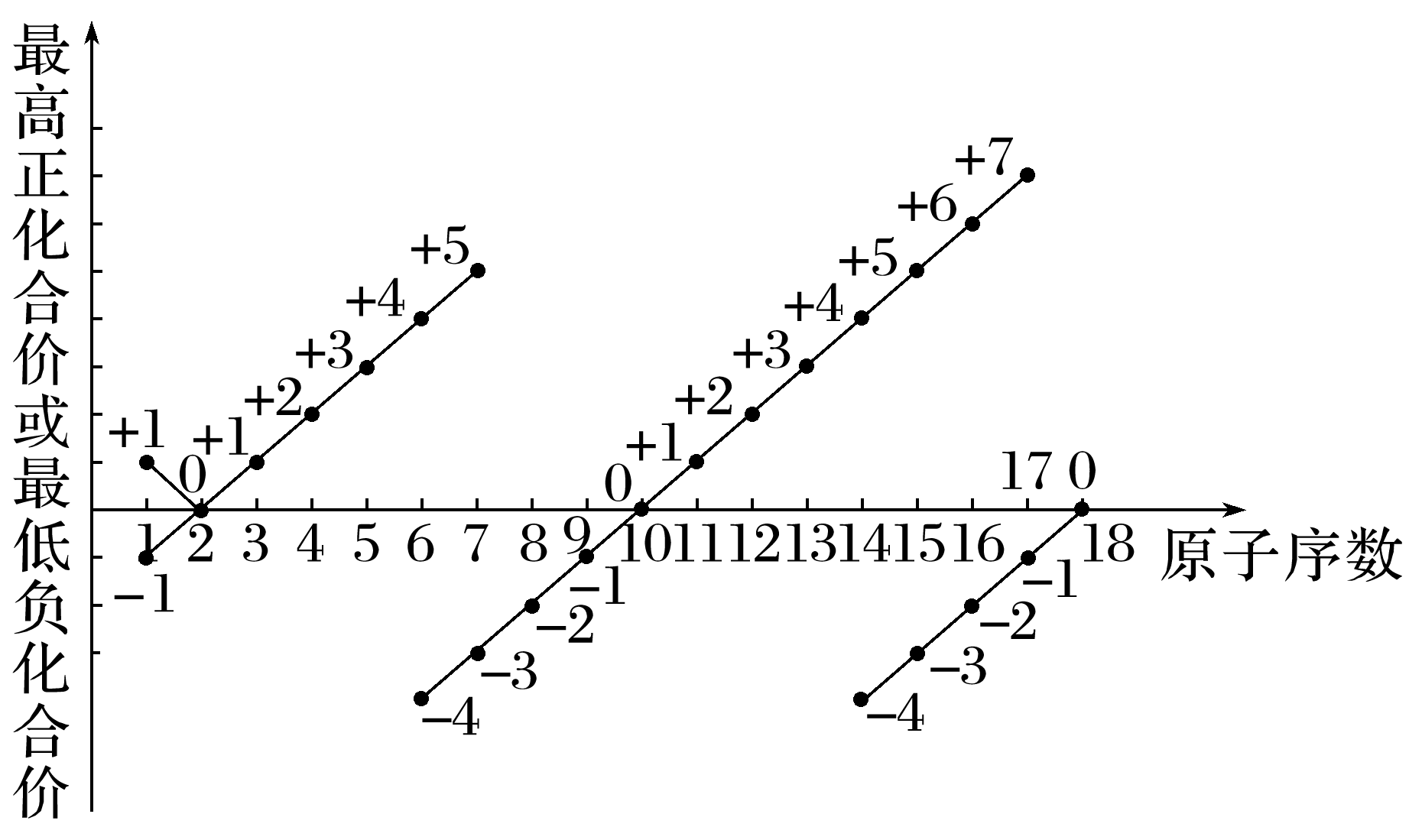
以第二、三周期元素为例，探究元素的原子半径的变化，图示如下：



规律：随着原子序数的递增，元素的原子半径呈现由大到小的周期性变化。

3．元素化合价的周期性变化

以原子序数为1～18的元素为例，探究元素化合价的变化，图示如下：



规律：随着原子序数的递增，元素的化合价呈周期性变化，即每周期，最高正价为＋1→＋7(O无最高正价、F无正价)，负价为－4→－1。

主族元素主要化合价的确定方法

(1)最高正价＝主族序数＝最外层电子数(O、F除外)。

(2)最低负价＝最高正价－8(H、O、F除外)。

(3)H的最高价为＋1，最低价为－1；O无最高正价；F无正化合价。

“三看法”比较微粒半径的大小

一看层，层多径大；

二看核，层同核多径小；

三看电子，层同核同电子多径大，如Cl－>Cl、Fe2＋>Fe3＋。

二、同周期元素金属性和非金属性的递变规律

以第三周期元素为例探究元素性质的递变规律。

1．预测：元素性质的递变规律

第三周期元素电子层数相同，由左向右核电荷数依次增多，原子半径依次减小，失电子的能力依次减弱，得电子的能力依次增强，预测它们的金属性依次减弱，非金属性依次增强。

2．实验探究：金属性的递变规律

(1)Na、Mg元素金属性强弱比较

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 原理 | 金属与水反应置换出H2的难易程度 | |
| 操作 |  |  |
| 现象 | 镁条表面附着少量气泡 | 剧烈反应，溶液变成浅红色 |
| 化学反应 | － | Mg＋2H2O===Mg(OH)2＋H2↑ |
| 结论 | 结合Na与水的反应的现象，Na与水反应置换H2比Mg容易，则金属性：Na>Mg | |

(2)Mg、Al元素金属性强弱比较

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 原理 | 金属的最高价氧化物对应的水化物的碱性强弱 | |
| 物质 | Al(OH)3 | Mg(OH)2 |
| 操作 |  |  |
| 现象 | A中沉淀溶解  B中沉淀溶解 | C中沉淀溶解  D中沉淀不溶解 |
| A、B、C、D试管中的离子方程式 | A：Al(OH)3＋3H＋===Al3＋＋3H2O  B：Al(OH)3＋OH－===  [Al(OH)4]－ | C：Mg(OH)2＋2H＋===Mg2＋＋2H2O  D：不反应 |
| 结论 | Al(OH)3是两性氢氧化物，其碱性弱于Mg(OH)2(中强碱)，更弱于NaOH(强碱)，则金属性：Na>Mg>Al | |

3.信息获取：非金属性的递变规律

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | | Si | P | S | Cl |
| 判断依据 | 与氢气化合 | 高温 | 磷蒸气与氢气反应 | 加热 | 光照或点燃 |
| 由易到难的顺序是Cl、S、P、Si | | | |
| 判断依据 | 最高价氧化物对应的水化物的酸性强弱 | H2SiO3弱酸 | H3PO4中强酸 | H2SO4  强酸 | HClO4强酸(酸性比H2SO4强) |
| 酸性：HClO4＞H2SO4＞H3PO4＞H2SiO3 | | | |
| 结论 | | 随着原子序数的递增，同周期的Si、P、S、Cl得电子的能力逐渐增强，非金属性逐渐增强 | | | |

4.元素周期律

(1)内容：元素的性质随着原子序数的递增而呈周期性的变化。

(2)实质：元素性质的周期性变化是元素原子的核外电子排布周期性变化的必然结果。