

# 元素周期律

# 教学目标

- 1、掌握原子核外电子排布的初步知识，能画出1~18号元素的原子结构示意图。
- 2、掌握原子半径和元素主要化合价的周期性变化；
3. 掌握金属、非金属在元素周期表中的位置及其性质的递变规律；认识元素性质的周期性变化是元素原子的核外电子周期性排布的结果，从而理解元素周期律的实质。

## 教学重点：

认识元素性质的周期性变化是元素原子的核外电子周期性排布的结果，从而理解元素周期律的实质。

## 教学难点：

元素性质的周期性变化是元素原子的核外电子周期性排布的结果。



在原子中有如下数量关系：

原子序数 = 核电荷数 = 质子数 = 核外电子数

质量数 (A) = 质子数 (Z) = 中子数 (N)

## 2、电子层与离核远近及能量高低关系：

层序数	1	2	3	4	5	6	7
电子层符号	K	L	M	N	O	P	Q
离核远近	近→远						
能量	低→高						

### 3、核外电子排布规律

(1) 能量最低原则：核外电子总是先排能量低的电子层，然后由里到外，依次排在能量高的电子层；

(2) 每个电子层最多排 $2n^2$  个电子；

(3) 最外层 $\leq 8$ 个电子（当K层为最外层时不能超过2），次外层 $\leq 18$ 个电子，倒第三层 $\leq 32$ 。

#### 4. 元素性质原子核外电子排布的关系

(1) 稀有气体元素的原子最外层有8个电子（He为2）处于稳定结构，化学性质稳定，一般不跟其它物质发生化学反应。



(2) 非金属性与金属性（一般规律）：

	最外层电子数	得失电子趋势	元素性质
金属元素	<4	失电子能力逐渐减弱	金属性逐渐减弱
非金属元素	>4	得电子能力逐渐增强	非金属性逐渐增强

## 二、元素周期律

元素周期律：元素的性质随着元素的原子序数（即原子核外电子数或核电荷数）的增加呈周期性变化的规律。周期律的发现是化学系统化过程中的一个重要里程碑。

## 原子半径和元素化合价的变化

- (1) 同一周期元素，电子层数相等，从左到右，最外层电子数逐渐增多，原子半径逐渐减小，最高正价逐渐升高，最低负价从IV A族开始，从-4变到-1.

## 微粒半径大小的比较规律

1、层数相同，核大半径小。即电子层数相同时，结构相似的微粒中核电荷数大的微粒半径小。

例如： $r(\text{Na}) > r(\text{Mg}) > r(\text{Al})$ 。

2、层异，层大半径大。即当微粒的电子层数不同时，结构相似的微粒中，电子层数大的微粒半径大。

如： $r(\text{Cl}) > r(\text{F})$ ， $r(\text{S}^{2-}) > r(\text{O}^{2-})$ 。

3、核同，价高半径小。即对同一种元素形成的不同的简单微粒中，化合价高的微粒的半径小。

如： $r(\text{Fe}) > r(\text{Fe}^{2+}) > r(\text{Fe}^{3+})$ ,

$r(\text{H}^+) > r(\text{H}) > r(\text{H}^-)$ 。

4、电子层结构相同，核电荷数大，则半径小。

如：



- (2) 同一周期元素，电子层数相等，从左到右，最外层电子数逐渐增多，原子半径逐渐减小，最高正价逐渐升高，最低负价从IV A族开始，从-4变到-1.
- (3) 元素最高正化合价=元素原子最外层电子数，这里要注意的是氧跟氟不显正价的
- (4) 元素最高正化合价+|元素最低负化合价|=8。

### 三.金属性非金属性强弱的判断

#### 1、元素的金属性和非金属性与元素在周期表中的递变关系

##### (1) 同周期元素

同周期，电子层数相同，质子数越多（即原子序数越大）原子半径越小核对电子的引力越强原子失电子能力越弱得电子能力越强金属性越弱、非金属性越强。

同周期中：从左到右,金属性逐渐减弱,非金属性逐渐增强



## (2)同主族元素

同主族，电子层数越多原子半径越大核对外电子引力越弱原子失电子能力越强得电子能力越弱金属性越强、非金属性越弱。

同主族：从上到下,金属性逐渐增强,非金属性逐渐减弱元素。

## 2、判断金属性强弱的标准

①单质与水或酸反应置换出氢气的难易

②元素最高价氧化物的水化物（氧化物间接或直接与水反应生成的化合物）——氢氧化物的碱性强弱

③置换反应

### 三、元素周期表和元素周期律的应用

#### 1、元素的金属性和非金属性与元素在周期表中的递变关系

(1) 同周期元素：从左到右,金属性逐渐减弱,非金属性逐渐增强

(2) 同主族：从上到下,金属性逐渐增强,非金属性逐渐减弱

## 2、元素的性质与元素在周期表中位置的关系

	I A、II A、III A、IV A、V A、VI A、VII A
	0
	非金属性逐渐增强
1	B
2	Al Si
3	Ge As
4	Sb Te
5	Po At
6	
7	
	金属性逐渐增强

# 课后练习：

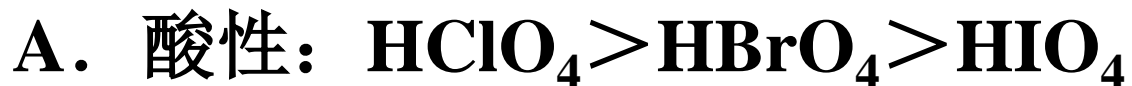
1、下列粒子半径最小的是( )。



2、下列递变规律不正确的是( )。

- A. Na、Mg、Al还原性依次减弱
- B. I<sub>2</sub>、Br<sub>2</sub>、Cl<sub>2</sub>氧化性依次增强
- C. C、N、O原子半径依次增大
- D. P、S、Cl最高正价依次升高

3、下列各组化合物的性质比较，  
不正确的是( )。



4、 ${}_a\text{X}^{n-}$ 和 ${}_b\text{Y}^{m+}$ 为两主族元素的离子，

它们的电子层结构相同，

下列判断错误的是（ ）

A. 原子半径： $\text{X} < \text{Y}$

B.  $a + n = b - m$

C. Y最高价氧化物的化学式为 $\text{YO}_m$

D. X的氢化物的化学式为 $\text{H}_n\text{X}$





5、有X、Y、Z三种元素，它们的原子序数依次增大，且位于同一周期，价电子数之和为10。它们的最高价氧化物的水化物之间任意两种都能反应生成盐和水。M元素位于上述三种元素相邻的周期，而M元素原子的L电子层上有4个电子。试写出：

(1) X、M的元素名称：X\_\_\_\_\_、M\_\_\_\_\_。

(2) Y位于元素周期表中

(3) Z原子的原子结构示意图\_\_\_\_\_。

(4) X、Y、Z的最高价氧化物的水化物之间两两反应的离子方程式分别为（不讲顺序）

\_\_\_\_\_、\_\_\_\_\_、\_\_\_\_\_。



黄冈学习网  
[www.hgxxw.net](http://www.hgxxw.net)