

II. 개성 있는 원소

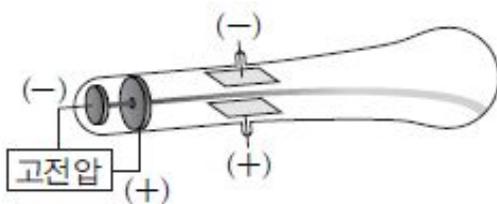
1. 원자의 구조

1-1 원자의 구성 입자

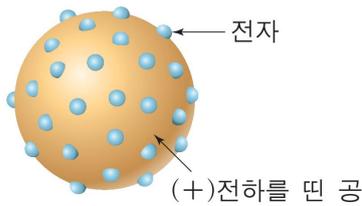
- 고대 그리스의 데모크리토스는 '물질은 더 이상 쪼개지지 않는 원자로 이루어져 있다'라고 생각하였다.
- 19세기 초에 돌턴은 수소, 질소, 산소 등 모든 기체가 원자로 이루어져 있으며, 원자는 더 이상 쪼갤 수 없는 가장 기본이 되는 입자라고 주장하였다.
- 오늘날 원자는 원자핵과 전자로 이루어져 있음을 알게 되었다.

1) 전자의 발견

- 톰슨은 아래와 같은 실험 장치의 진공관 안에 낮은 압력의 기체를 넣고 높은 전압을 걸어 음극 쪽에서 양극 쪽으로 빛을 내며 직진하는 선이 흐르는 것을 관찰하였는데, 이 선이 음극선이다.



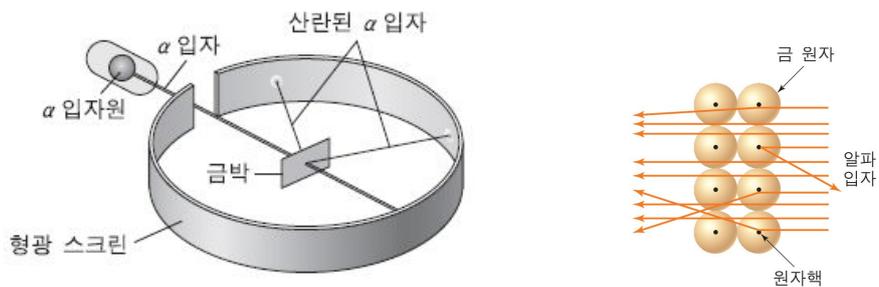
- 톰슨은 외부에서 전기장이나 자기장을 걸어 줄 때 음극선이 휘는 것을 관찰하고, 음극선은 질량을 가지며 음전하를 띤 입자의 흐름이라는 것을 밝혔다. 이 입자가 전자이다.
- 톰슨은 실험 결과를 토대로, 고전압을 걸어 주었을 때 음극선과 같은 전자의 흐름이 생기기 위해서는 양전하를 띤 공 모양의 물체에 음전하를 띤 전자가 박혀 있어야 한다고 생각하였다. 아래의 그림 처럼 진포도가 박힌 플럼 푸딩처럼 전자가 양전하 속에 묻혀 있는 원자모형을 제시하였다.



2) 원자핵의 발견

- 1911년에 러더퍼드는 얇은 금박을 사용한 알파(α) 입자 산란 실험으로 원자 내의 양전하는 원자의 중심에 집중되어 있다는 사실을 발견하였다.

- 러더퍼드는 아래의 그림과 같은 장치를 이용하여 라듐에서 방출되는 높은 에너지의 알파 입자를 금으로 된 얇은 막에 충돌시켜 보았다. 알파 입자의 대부분은 금박을 그대로 통과하여 금박 뒤편의 형광판에서 반짝이는 섬광을 나타내었다. 그런데 알파 입자 약 10,000개 중 1개 정도가 큰 각도로 튕겨 나오는 것을 관찰하였다.



- 러더퍼드는 알파 입자 산란 실험 후 다음과 같은 결론을 내렸다.

(1) 원자의 내부는 대부분이 빈 공간이다.

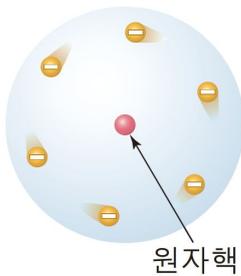
(2) 원자의 중심에 크기가 매우 작으며, 원자 질량의 대부분을 차지하는 양전하를 띤 입자가 있다.

- 이 원자의 중심 부분이 오늘날의 **원자핵**이다.

- 1919년에 러더퍼드는 질소 원자에 알파 입자를 충돌시켰을 때 양전하를 띤 가벼운 입자가 튀어 나오는 실험을 하였다. 이 입자가 모든 원소에 들어 있는 양전하를 가진 기본적인 입자임을 확신하고, 이를 **양성자**라고 이름 붙였다.

- 채드윅은 베릴륨의 원자핵에 알파 입자를 충돌시켰을 때 전하를 띠지 않으며 투과력이 강한 입자가 방출되는 것을 발견하고, 이 입자를 **중성자**라고 하였다.

- 채드윅의 중성자 발견 이후, 양성자만으로 설명할 수 없었던 헬륨의 질량을 설명할 수 있게 되었으며, 아래 그림과 같이 양성자와 중성자로 이루어진 원자핵을 가지는 새로운 원자 모형이 제안되었다.



- 러더퍼드 이후 빅뱅 우주론을 주장하는 과학자들은 양성자나 중성자가 생성되기 전에 기본 입자인 **쿼크**가 먼저 생성되었다고 주장하고 있다.

- 쿼크 입자의 종류는 위 쿼크와 아래 쿼크 등 6종류가 알려져 있는데, 양성자는 두 개의 위 쿼크와 한 개의 아래 쿼크로 이루어져 있으며, 중성자는 한 개의 위 쿼크와 두 개의 아래 쿼크로 이루어져 있다.

3) 원자의 구성 입자의 공통점과 차이점

- 모든 원자들은 중심에 원자핵을 가지고 있다. 원자핵은 양전하를 띤 양성자를 가지고 있으며, 수소를 제외한 다른 원자들은 전하를 띠지 않은 중성자를 포함하고 있다. 그리고 원자핵 주위에는 음전하를 띤 전자가 있다.

- 원자핵의 총 양전하량과 전자의 총 음전하량이 같으므로 원자는 중성이다.

		질량(g)	상대적 질량	전하량(C)	상대적 전하량
원자핵	양성자	1.673×10^{-24}	1	1.602×10^{-19}	+ 1
	중성자	1.673×10^{-24}	1	0	0
전자		9.109×10^{-28}	$\frac{1}{1837}$	-1.602×10^{-19}	-1

- 원자들을 구성하고 있는 양성자, 중성자, 전자의 수가 원자마다 다르므로 각각 다른 성질을 나타내는데, 특히 양성자 수가 달라지면 크게 차이가 난다.

- 영국의 모즐리는 원자의 양성자 수를 결정하였는데, 이 양성자의 수가 오늘날 사용하고 있는 **원자 번호**이다.

- 원자 번호는 각 원소에 대한 고유한 값이며, 같은 원소의 원자는 모두 같은 원자 번호를 가진다.

- 전자의 질량은 양성자나 중성자의 $\frac{1}{1837}$ 로 매우 작으므로, 한 원자의 질량은 원자핵의 질량과 거의 같다. 따라서 원자핵 속의 양성자 수와 중성자 수를 합친 것이 그 원자의 **질량 수**이다.



- 어떤 원소 X의 원자 번호(Z)와 질량수(A)를 나타낼 때에는, 원소 기호의 왼쪽 아래에 원자 번호를 쓰고 왼쪽 위에 질량수를 써서 나타내면 편리하다.

1-2 원소의 기원과 동위 원소

1) 원소의 기원

- 우주는 대략 137억 년 전에 대폭발로 시작한 우주에서 우주의 나이가 10^{-10} 초가 되기 이전에 쿼크가 생성되었으며, 이때 가벼운 전자도 만들어 졌다.

- 온도가 약 2조 $^{\circ}$ C까지 내려가자 양성자와 중성자가 만들어졌다.

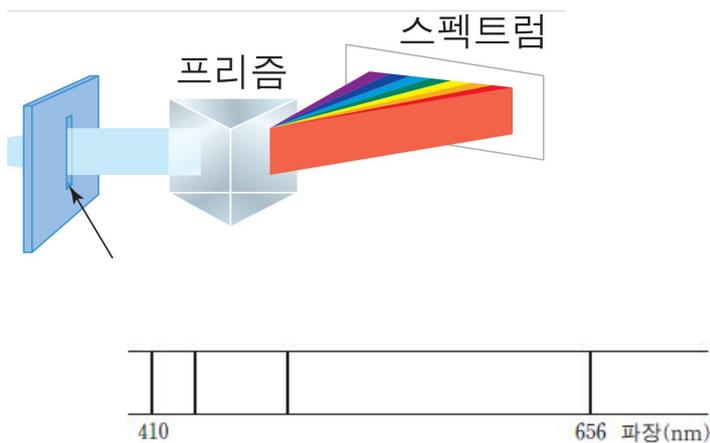
- 우주 탄생 후 약 3분 후 우주의 온도가 더욱 내려가자, 양성자와 중성자가 충돌하여 강한 핵력에 의해 중수소 원자핵(양성자 한 개와 중성자 한 개)이 형성되었고, 또 중수소 원자핵이 융합하여 삼중수소 원자핵(양성자 한 개와 중성자 두 개)이 형성되었다. 그리고 중성자와 삼중수소가 융합하여 헬륨의 원자핵이 생성되었다.

- 온도가 다시 약 3000℃까지 내려가면 자유로이 날아다니던 전자가 수소 원자핵과 헬륨 원자핵에 붙잡혀 수소 원자와 헬륨 원자가 생성되었다.
- 초기 우주에서는 생명에 필요한 탄소, 산소, 질소는 생성되지 않았으며, 이런 원소들은 태양보다 질량이 훨씬 큰 별이 탄생할 때 생성되었다.
- 양성자 수는 같으나 중성자 수가 달라서 질량수가 다른 원소를 **동위 원소**라고 한다.

- 중수소와 삼중수소는 수소와 같은 원소이고 양성자 수가 같다. 중수소는 수소와 비교할 때 중성자 한 개, 삼중수소는 중성자 두 개를 가지고 있다.

1-3 보어의 원자 모형

- 수소 방전관에 높은 전압을 걸어 주면 방전관에서 빛이 방출된다. 이 빛을 프리즘에 통과시켜 분광기로 관찰해 보면 아래와 같은 선 스펙트럼을 볼 수 있다.



- 수소 원자의 선 스펙트럼은 전자가 높은 에너지 상태에서 낮은 에너지 상태로 이동할 때 방출되는 에너지가 불연속적이기 때문에 선 스펙트럼 역시 불연속적으로 나타난다.
- 수소 원자의 선 스펙트럼 중 가시광선 영역에서 나타나는 한 무리의 선 스펙트럼을 **발머 계열**이라고 한다. 자외선 영역에 나타난 것을 **라이먼 계열**, 적외선 영역에 나타난 것을 **파셴 계열**이라고 한다.

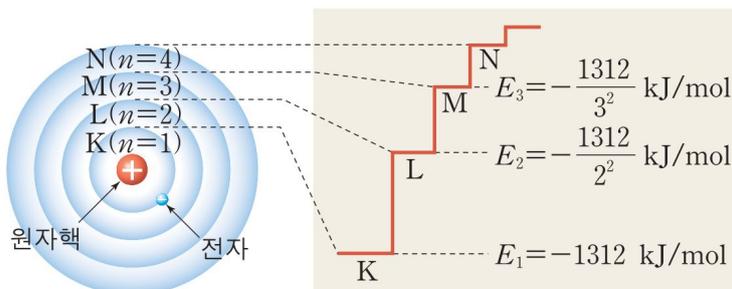
- 1913년 보어의 발머의 스펙트럼 연구와 플랑크의 연구등을 종합하여 다음과 같은 가정을 제안하였다.

1) 원자핵 주위의 전자는 무질서하게 운동하는 것이 아니라, 특정한 에너지를 가진 원형 궤도를 따라 빠르게 원운동을 한다. 이 원형 궤도를 **전자껍질**이라고 한다.

2) 전자가 같은 전자껍질을 돌고 있을 때는 에너지를 흡수하거나 방출하지 않으나, 낮은 에너지 준위에 있는 전자가 높은 에너지 준위로 이동할 때에는 두 에너지 준위의 차이만큼의 에너지를 흡수한다. 또한 높은 에너지 준위의 전자가 낮은 에너지 준위로 이동할 때에는 두 에너지 준위의 차이만큼의 에너지를 방출한다.

- 원자핵에 제일 가까운 전자껍질을 K 전자껍질(n=1), 두 번째 껍질을 L 전자껍질(n=2), 세 번째 껍질을 M 전자껍질(n=3), 네 번째 껍질을 N 전자껍질(n=4) 등의 기호를 사용한다. 여기에서 n을 주양자수라고 한다.

$$E_n = -\frac{1312}{n^2}(\text{kJ/mol}) (n = 1, 2, 3, 4, \dots)$$



- 보어의 원자 모형은 수소 원자의 선 스펙트럼을 설명할 수는 있었지만, 전자가 2개 이상의 다른 원자에는 전자의 운동을 궤도만으로 나타내는 것은 불합리하므로 적용할 수가 없었다.

1-4 오비탈과 전자 배치

1) 보어 모형과 전자 배치

- 보어의 원자 모형에서 전자껍질에 전자가 채워질 때 바닥상태에 있는 전자는 가장 낮은 에너지 상태의 K 전자껍질에 2개까지 채워질 수 있다. 그 다음 L 전자껍질에는 8개, 세 번째 M 전자껍질에는 18개가 채워지며, 각 껍질에 수용되는 최대 전자 수는 $2n^2$ 개다.(전자의

에너지가 가장 낮은 안정한 상태를 바닥상태라고 한다. 에너지를 흡수하여 높은 에너지 준위로 올라가 있는 상태를 들뜬상태라고 한다.)

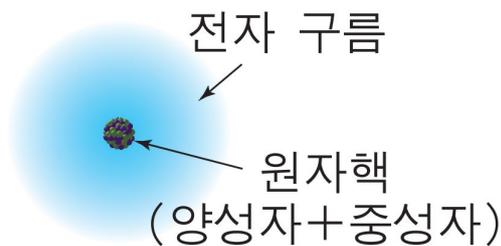
주양자수(n)	1	2	3	4
전자껍질	K	L	M	N
최대 수용 전자 수($2n^2$)	2	8	18	32

- 원자의 전자 배치에서 맨 바깥 껍질에 배치되는 전자를 **원자가 전자**라고 부른다. 모든 원소에서 원자가 전자는 8개를 초과할 수 없으며, 원자가 전자는 원소의 화학적 성질을 결정한다.

- 보어의 수소 원자 모형에서 바닥상태에 있는 수소 원자의 전자는 K 껍질에 놓이게 된다. 수소 이외의 원자에서 전자가 2개 이상일 때는 먼저 K 껍질에 전자 2개를 채운 다음 L 껍질을 채우게 된다.

2) 오비탈

- 1926년 슈뢰딩거는 수소 원자에서 전자의 행동을 설명하는 새로운 원자 모형을 제시하였다.

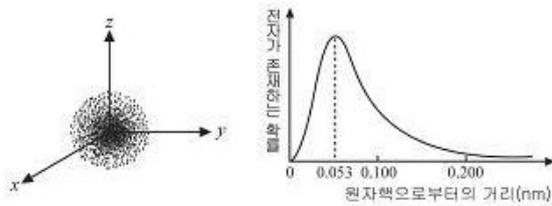


- 전자가 어느 순간에 어느 위치에 있는지를 정하기 어렵다. 다만 전자가 존재할 수 있는 확률만으로 결정할 수 있을 뿐이다. 따라서 전자를 발견할 확률을 희미한 구름으로 나타내는데, 이것을 **전자구름 모형**이라고 한다.

- 슈뢰딩거는 원자핵 주위의 여러 위치에서 전자를 발견할 확률을 나타내는 데 오비탈이라는 표현을 사용하였다.
 - **오비탈**이란 전자를 발견할 확률이 높은 공간 영역으로, 전자의 분포 모양을 나타내는 함수이다.

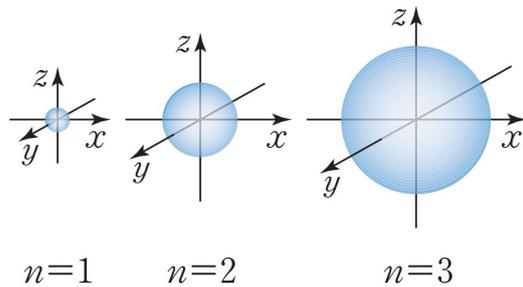
전자껍질	주양자수 (n)	부양자수 (l)	오비탈 기호
K	1	0	s
L	2	0, 1	s, p
M	3	0, 1, 2	s, p, d
N	4	0, 1, 2, 3	s, p, d, f

- 오비탈은 전자의 에너지 준위를 나타내는 주양자수 n 과 오비탈의 모양을 표시하는 부양자수 l 로 나타낸다. 부양자수 0은 s, 1은 p, 2는 d, 3은 f로 나타내며, 주양자수와 함께 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 4f로 나타낸다.

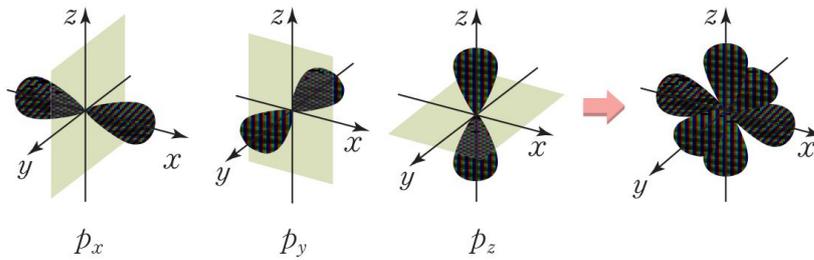


- 위의 그림과 같이 수소 원자의 오비탈은 원자핵 주위에 공 모양으로 분포되어 있으며, 전자가 존재할 확률은 원자핵으로부터 약 0.053 nm 떨어진 곳이 가장 높다.

- 오비탈의 수는 주양자수 n 값에 따라 정해지며, 각 에너지 준위에 존재하는 오비탈의 수는 n^2 개다.



- 주양자수 $n=2$ 인 L 껍질의 에너지 준위에는 $2^2=4$ 개의 오비탈이 존재한다. 즉 공 모양의 2s 오비탈 한 개와 방향성이 다른 2p 오비탈 3개가 존재한다.
 - 2s 오비탈의 모양은 1s 오비탈과 같은 공 모양이지만, 주양자수가 크므로 전자가 1s 오비탈보다 더 멀리 떨어진 곳에 분포되어 있다.



- 주양자수 $n=2$ 인 2p 오비탈은 전자가 아령 모양으로 분포되어 있으며, 원자핵을 중심으로 x, y, z 방향으로 놓여 있다.

3) 오비탈과 전자 배치

- 전자가 원자핵 주위에서 여러 오비탈에 안정하게 배치되려면 다음의 세 가지 규칙에 따르게 된다.

(1) 쌓음의 원리

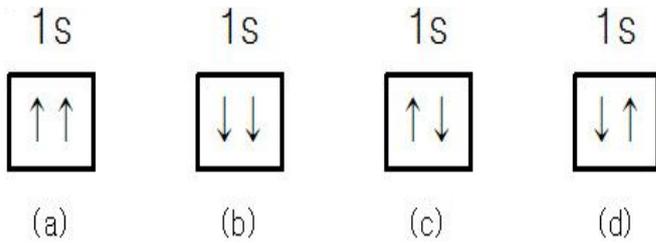
- 낮은 에너지를 갖는 오비탈부터 전자를 채워 나가는 원리를 쌓음의 원리라고 한다.
 - 수소 이외의 다전자 원자에서 전자는 에너지 준위가 낮은 오비탈에서 에너지 준위가 높아지는 순서로 채워진다.
- ($1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p \dots$)

(2) 파울리의 배타 원리

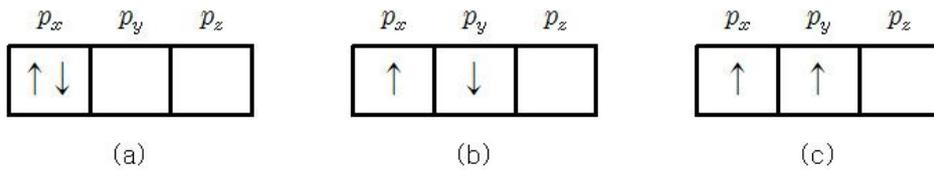
- 파울리는 한 오비탈에 채워질 수 있는 최대의 전자 수는 2개까지이며, 그 이상의 전자는 같은 오비탈에 채워질 수 없다는 사실을 밝혀내었다.
- 한 오비탈에 2개의 전자가 채워져 쌍을 이룰 때 각 전자는 시계 방향 또는 반시계 방향의 스핀을 가져야 한다.
- 전자의 스핀 방향을 \uparrow 또는 \downarrow 의 수직 화살표로 나타낸다. 쌍을 이룬 전자를 포함한 오비탈은 $\uparrow\downarrow$ 로 표현한다.

(3) 훈트의 규칙

- 전자들이 서로 다른 오비탈을 채울 때, 서로 떨어져 있으면 전자들 사이의 반발력이 감소하므로 더 안정하다. 따라서 에너지 준위가 같은 오비탈에 전자가 채워질 때 가능한 한 쌍을 이루지 않도록 배치된다.
- 전자 배치에서 짝을 짓지 않고 홀로 있는 전자를 **홀전자**라고 하며, 한 오비탈에서 쌍을 이루고 있는 전자를 **전자쌍**이라고 한다.



- 위의 그림의 (a), (b)는 전자의 스핀 방향이 같기 때문에 **파울리 배타 원리**에 위배된다.



- 위의 그림의 (a)는 전자가 가능한 한 쌍을 이루지 않도록 배치되는 **훈트의 규칙**에 위배된다.

2. 주기적 성질

2-1 주기율

- 1789년경, 라부아지에는 당시에 알려진 33종의 원소들을 4무리로 분류하였고, 원소들을 체계적으로 다루려는 출발점이 되었지만, 오늘날의 화학적 지식으로는 받아들일 수 없는 점이 많다.

- 1861년 독일의 되베라이너는 **세쌍 원소설**을 제안하였다.

- 1863년 영국의 놀랜즈는 그 당시에 알려진 수소 외의 16종 원소들을 원자량 순서로 배열하였을 때 성질이 비슷한 원소가 8번째마다 나타난다는 **옥타브설**을 제시하였다. (칼슘까지는 그 성질이 주기적으로 일치하였으나 그 밖의 원소를 분류할 수 없어서 인정을 받지 못하였다.)

- 여러 가지 원소들의 원자량을 순서대로 나열하여 보면, 화학적 성질이 비슷한 원소들이 일정한 간격을 두고 주기적으로 나타나는데, 이것을 원소의 **주기율**이라고 한다.

- 원소의 주기율을 기준으로 하여 원소를 배열한 표가 **주기율표**이다.

- 1869년 멘델레예프는 그 당시에 알려진 63종의 원소들의 성질을 조사하고 원자량을 측정하여 이들 원소를 원자량 크기 순서로 나열하였고, 화학적 성질이 비슷한 원소들을 배열한 주기율표를 발표하였다.

- 영국의 모즐리는 원자량 순서보다는 양성자 수, 즉 원자 번호 순으로 원소를 배열함으로써 멘델레예프의 주기율표를 더 발전시켰다.

주기 \ 족	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							

← 원자 번호
금속
← 원소 기호
비금속

알칼리 금속
할로젠 원소
비활성 기체

- 주기율표에서 세로줄을 족이라고 하고, 왼쪽에서 오른쪽으로 1족에서 18족까지 구분한다.
- 주기율표에서 가로줄을 주기라고 하고, 위에서 아래로 1주기에서 7주기까지 구분한다.
- 주기율표에서 1, 2족과 13~18족에 해당하는 원소들은 족의 번호 끝자리 수와 원자가 전자 수가 같고, 또한 화학적 성질이 비슷하여 주기율표에서 원소들의 규칙성을 잘 나타낸다.

- 주기율표의 원소들은 금속 원소와 비금속 원소로 구분할 수 있다.
- 금속 원소들은 수은을 제외하고 실온에서 고체 상태로 존재하며 전기 전도성이 좋다. 또한 전자를 잃기 쉬워 양이온으로 되기 쉽다.
- 비금속 원소는 실온에서 기체, 액체, 고체 상태로 존재하며 전기 전도성이 좋지 않다. 또한 전자를 얻기 쉬워서 음이온으로 되기 쉽다.
- 금속 원소와 비금속 원소의 경계 부분에 위치한 원소들을 준금속이라고 한다.

- 족의 원자가 전자 수는 대개 족의 번호의 끝자리 수와 일치한다.

족	1	2	13	14	15	16	17
원자가 전자 수	1	2	3	4	5	6	7
오비탈 전자 배치	s ¹	s ²	s ² p ¹	s ² p ²	s ² p ³	s ² p ⁴	s ² p ⁵

- 1족 원소인 리튬(Li), 나트륨(Na), 칼륨(K)은 알칼리 금속이라고 하고, 원자가 전자가 모두 ns^1 의 전자 배치를 한다.
- 17족 원소인 플루오린(F), 염소(Cl), 브로민(Br), 아이오딘(I)을 할로젠이라고 하며, 원자가 전자가 모두 ns^2np^5 의 전자 배치를 한다.
- 18족 원소인 헬륨(He), 네온(Ne), 아르곤(Ar)은 비활성 기체라고 하며, 헬륨을 제외한 원자가 전자의 전자 배치는 ns^2np^6 이다.
- 비활성 기체는 맨 바깥 전자껍질에 전자가 8개 채워져 있어서 화학적으로 안정하며, 다른 물질과 거의 반응하지 않는다. (같은 족 원소들의 화학적 성질은 대체로 원자가 전자에 의해서 결정된다.)

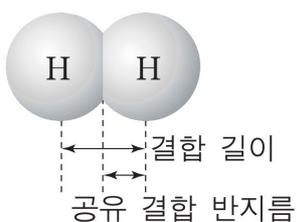
2-2 원소의 주기적 성질

- 2개 이상의 전자를 가지는 원자의 경우에는 핵과 전자 사이의 인력뿐 아니라 전자 사이의 반발력을 고려해야 한다. 즉 가장 바깥 껍질에 있는 전자는 안쪽 전자껍질에 있는 전자들에 의해 가려지는 효과 때문에 원래의 핵 전하량을 느낄 수 없다. 이러한 현상은 같은 전자껍질에 있는 다른 전자들에 의해서도 나타나는데, 이러한 현상을 **가려막기 효과**라고 한다.

- 탄소(C) 원자는 L 전자껍질에 전자가 배치되어 있으나, 전자들 사이의 반발력으로 인하여 핵에 끌어당겨지는 인력이 줄어든다. 이때의 전하를 유효 핵전하라고 한다.
(유효 핵전하가 크면 원자핵과 전자 사이의 인력이 크다.)

1) 원자 반지름

- 원자 반지름은 같은 종류의 원자가 결합해 있을 때 두 원자의 핵간 거리의 반이다.

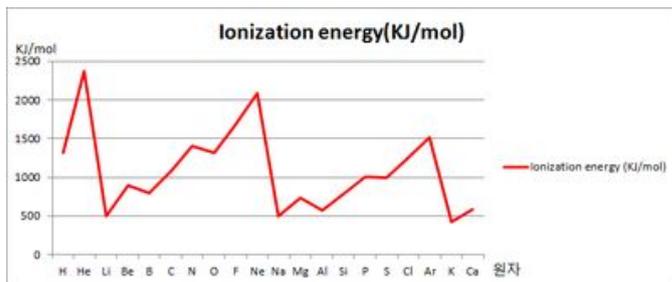
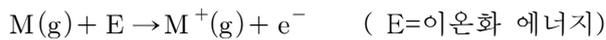


- 같은 족에서는 원자 번호가 커질수록 원자 반지름이 커진다. 이것은 원자 번호가 증가할수록 전자껍질 수가 증가하여 핵으로부터의 거리가 멀어지기 때문이다.

- 같은 주기에서는 원자 번호가 증가할수록 원자 반지름은 감소한다. 이것은 원자 번호가 커질수록 원자가 전자의 유효 핵전하가 커지기 때문이다.

2) 이온화 에너지

- 기체 상태의 원자 1몰로부터 전자 1몰을 떼어 내어 이온으로 만드는 데 필요한 최소 에너지를 **이온화 에너지**라고 하며, 다음과 같이 나타낼 수 있다.



- 같은 족에서는 원자 번호가 증가할 수록 이온화 에너지는 감소한다. 이것은 원자 번호가 증가할수록 전자껍질 수가 증가하여 원자핵과 전자 사이의 거리가 멀어지므로 인력이 감소하기 때문이다.

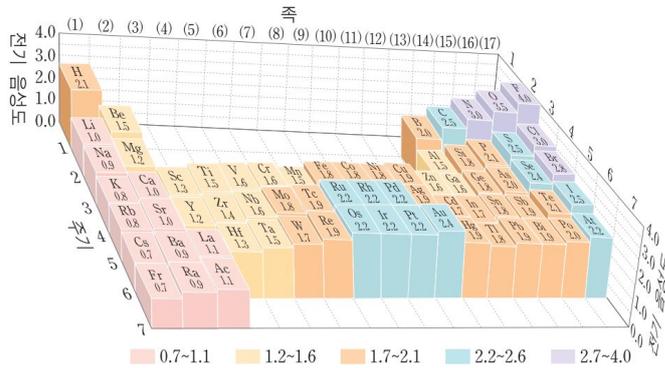
- 같은 주기에서는 원자 번호가 증가할수록 이온화 에너지는 대체로 증가한다. 이것은 원자 번호가 증가할수록 유효 핵전하가 증가하여 원자핵과 전자 사이의 인력이 증가하기 때문이다.

- 기체 상태의 중성 원자 M에서 2개 이상의 전자를 순차적으로 떼어 낼 때 필요한 에너지를 **순차적 이온화 에너지**라고 하며, 제일 이온화 에너지(E_1), 제이 이온화 에너지(E_2), 제삼 이온화 에너지(E_3),... 로 나타낸다.

- 원자에서 이온화가 진행될수록 전자 사이의 반발력은 감소하고, 원자핵과 전자 사이의 인력은 증가하므로 순차적 이온화 에너지는 점점 증가한다.

- 원자로부터 원자가 전자 수만큼의 전자를 떼어 내기는 비교적 쉽지만, 그 이상의 전자를 떼어 낼 때는 이온화 에너지가 매우 커진다. 이것은 안쪽 전자껍질에 있는 전자가 느끼는 유효 핵전하가 훨씬 커져서 그 전자를 떼어 내기 어렵기 때문이다. 따라서 어떤 원자의 순차적 이온화 에너지 값을 해석하면 그 원자의 원자가 전자 수를 예측할 수 있다.

3) 전기 음성도



- 다른 종류의 원자로 구성된 화합물에서 전자쌍은 어떤 한 원자에 치우쳐 있다. 이것은 원자들이 전자쌍을 끌어당기는 능력이 서로 다르기 때문이다. 이러한 능력을 수치로 나타낸 값을 전기 음성도라고 한다.

- 염화 수소(HCl)는 수소 원자와 염소 원자가 전자쌍을 끌어당기는 능력이 서로 다르고, 실제로 전자쌍은 염소 원자 쪽으로 치우쳐 있다.

- 같은 족에서는 원자 번호가 증가할수록 전기 음성도는 대체로 감소한다. 이것은 원자 번호가 증가할수록 원자 반지름이 커져서 원자핵과 전자 사이의 인력이 감소하므로 화합물 내의 전자쌍을 끌어당기는 힘이 약해지기 때문이다.

- 같은 주기에서는 원자 번호가 증가할수록 전기 음성도는 대체로 증가한다. 이것은 원자 번호가 증가할수록 원자 반지름은 작아지고 유효 핵전하는 커져서 원자핵과 전자 사이의 인력이 증가하므로 화합물 내의 전자쌍을 끌어당기는 힘이 커지기 때문이다.

4) 전자 친화도

- 기체 상태의 원자 1몰이 전자 1몰을 받아들일 때 에너지가 발생하는 데 이 에너지를 전자 친화도라고 한다.

