

한의대원업 전문교육기관

동의M스쿨
since 2005

	안	병	천	의				
	편	입	화	학		일	반	반

2026
전격입성

한의대관입 전문교육기관

동의M스쿨
since 2005

	안	병	천	의				
	편	입	화	학		일	반	반
	강	의		진	행		방	식

판서 및
전자 칠판

한의대편입 전문교육기관

동의M스쿨
since 2005

	안	병	천	의				
	편	입	화	학		일	반	반
	교	재		진	도		순	서

Δ1 원자의 구조와 주기율표 성질 (4/22-4/29)

- | | |
|--------------------|----|
| ① 원자 구성 입자의 발견 | 4 |
| ② 보어의 원자 모형 | 6 |
| ③ 현대적 원자 모형과 전자 배치 | 9 |
| ④ 주기율과 주기율표 | 19 |
| ⑤ 원소의 주기적 성질 | 21 |

Δ2 액체, 고체와 상평형 그림 (5/1-5/13)

- | | |
|----------|----|
| ① 액체 | 40 |
| ② 고체 | 46 |
| ③ 상평형 그림 | 54 |

03 화학 결합과 분자간 힘 (5/15-5/29)

① 이온 결합	64
② 공유 결합	66
③ 공유 결합의 극성	69
④ 루이스 전자점식 완성하는 방법	74
⑤ 루이스 전자점식 완성하기	74
⑥ 분자의 모양	80
⑦ 원자가 결합 이론	87
⑧ 분자간 힘	97
⑨ 동핵 이원자 분자와 이핵 이원자 분자의 분자 오비탈 이론	100

04 용액의 농도와 용액의 총괄성 (6/3-6/12)

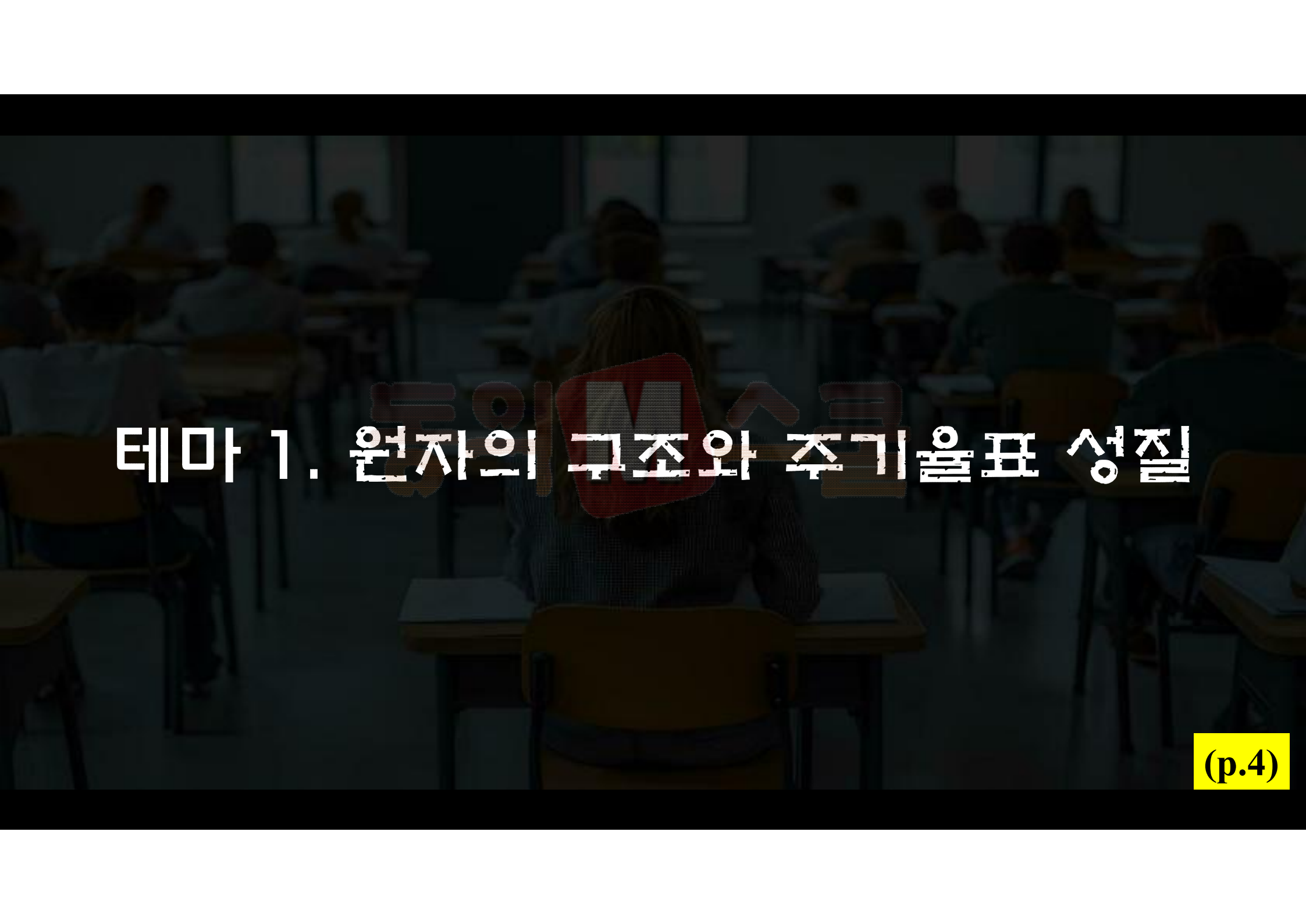
① 용해	128
② 용해도	132
③ 용액의 농도	136
④ 농도의 환산	140
⑤ 표준 용액 1 L 만들기	142
⑥ 용액의 증기 압력 내림	143
⑦ 묽은 용액의 총괄성	148
⑧ 전해질의 총괄성	153

Δ5 열화학과 열역학의 제반 법칙의 요약(6/17-7/1)

① 엔탈피	162
② 열화학 반응식	163
③ 표준 반응열(표준 엔탈피 변화)의 종류	163
④ 헤스의 법칙(총열량 불변의 법칙)	165
⑤ 결합 에너지	167
⑥ 표준 반응 엔탈피(표준 반응열, $\Delta H_{\text{반응}}^0$) 구하기	167
⑦ 열역학 제 1 법칙	171
⑧ 열역학 제 2 법칙	177
⑨ 열역학 제 3 법칙의 요약	180
⑩ 계를 주목할 때	180

06 반응속도와 화학평형의 이해 (7/3-7/10)

① 화학 반응 속도식	198
② 화학 반응 속도 상수의 온도 의존성	204
③ 온도 이외에 화학 반응 속도에 영향을 미치는 요인	206
④ 화학 반응의 경로와 에너지	207
⑤ 반응 메커니즘	209
⑥ 반응 메커니즘에 사전-평형과 정류 상태 근사 적용의 예	214
⑦ 가역 반응과 비가역 반응	218
⑧ 화학 평형 상태	219
⑨ 화학 평형 이동의 원리(르 샤틀리에의 원리)	226



테마 1. 원자의 구조와 주기율표 성질

③ 현대적 원자 모형과 전자 배치

(1) 보어 모형의 한계

① 다전자 원자와 보어 모형

- 보어 모형은 수소 원자 선스펙트럼의 파장을 설명할 수 없음.
- 전자를 2개 이상 가진 다전자 원자의 경우에는 선스펙트럼의 에너지를 설명할 수 없음.

② 선스펙트럼의 미세 구조

- 여러 원자들의 스펙트럼을 관찰한 결과 1개의 선으로 생각되었던 것이 2개 이상의 선으로 되어 있음을 발견함.
- 이를 통하여 같은 전자껍질 내에도 에너지 준위가 다른 상태가 존재한다는 사실을 밝힘.

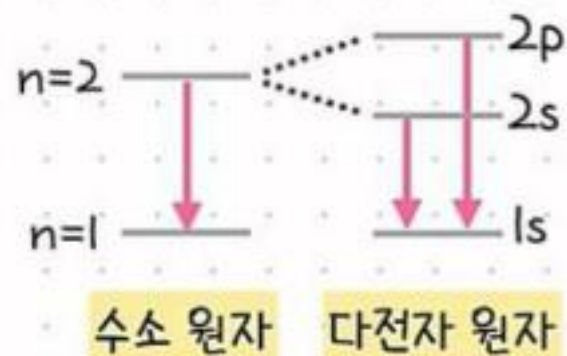
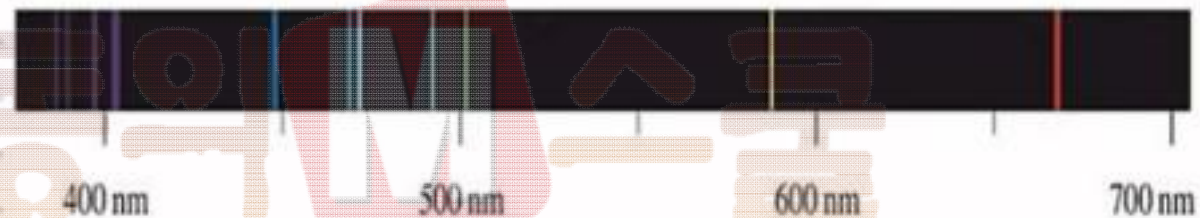
보어의 원자 모형의 한계점

① 두 번째 전자 껍질부터 더 세분화된 에너지 준위가 존재한다

전자 1개인
수소 원자의 스펙트럼



전자 2개인
헬륨 원자의 스펙트럼



다전자 원자의 경우
더 세분화된 에너지 준위가 존재한다

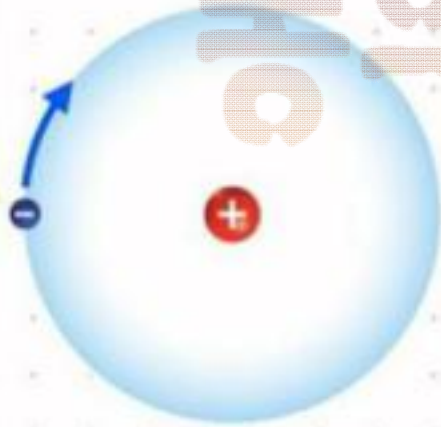
☞ 다양한 방출선이 나타날 수 있다

보어의 원자 모형의 한계점

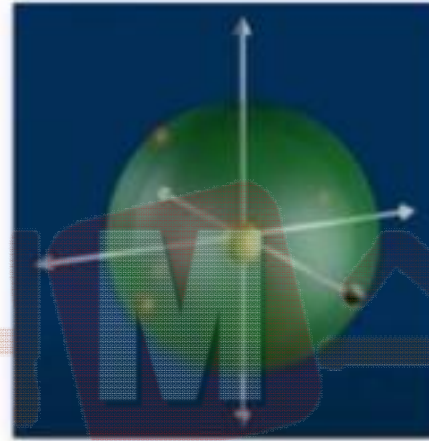
② 전자는 원형 궤도를 따라 일정하게 돌고 있지 않다

전자의
위치와 속도를
정확하게
측정할 수 있다

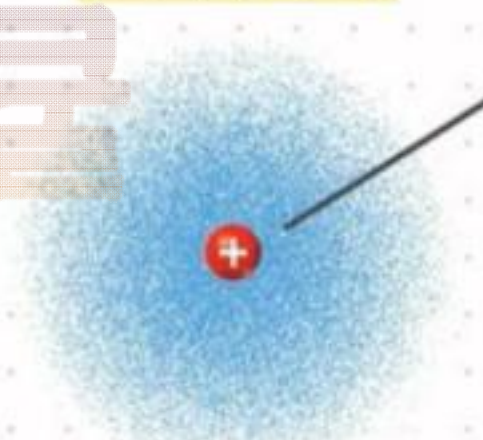
보어의 원자모형



전자는 원자핵 주위의
특정한 궤도를 따라 운동한다



현대적 원자모형

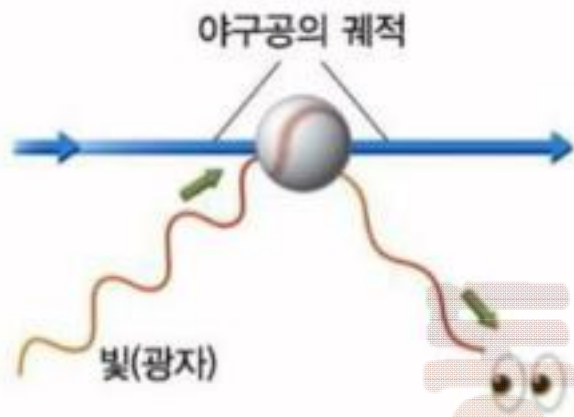


전자가
발견될 확률이
높은 곳

전자의 정확한 위치와 속도는 알 수 없으며
전자가 존재할 확률로만 표현할 수 있다

불확정성의 원리

전자의 정확한 위치와 운동량(속도)은 동시에 측정할 수 없다 (운동량 = 질량 × 속도)



물체의 위치를 측정하기 위해
빛이 물체에 부딪혀야 한다



전자는 질량이 작아서
빛이 부딪히면 운동량이 변한다



운동량을 정확히 측정하려면
위치가 부정확해진다



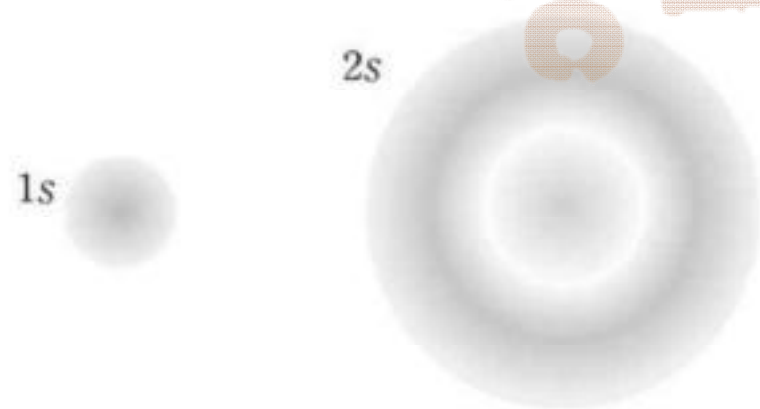
위치를 정확히 측정하려면
운동량이 부정확해진다

(2) 현대적 원자 모형

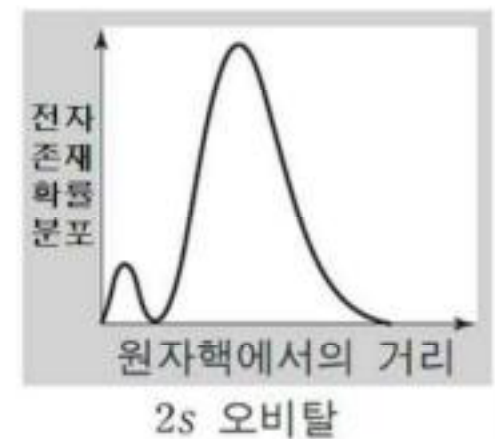
① 오비탈(궤도함수) : 전자가 원자핵 주위의 공간에 존재할 확률을 나타내는 함수.

② s 오비탈 : 공 모양으로 1개의 오비탈로 구성됨.

- 전자가 발견될 확률은 방향성이 없고 핵으로부터의 거리가 증가함에 따라 감소함. 즉, 핵으로부터 같은 거리에서는 전자가 발견될 확률이 같음.
- 각 전자껍질마다 1개씩 존재하며, $1s$ 오비탈과 $2s$ 오비탈의 모양은 공 모양으로 같고, $2s$ 오비탈은 $1s$ 오비탈보다 크기가 큼.



s 오비탈의 모양



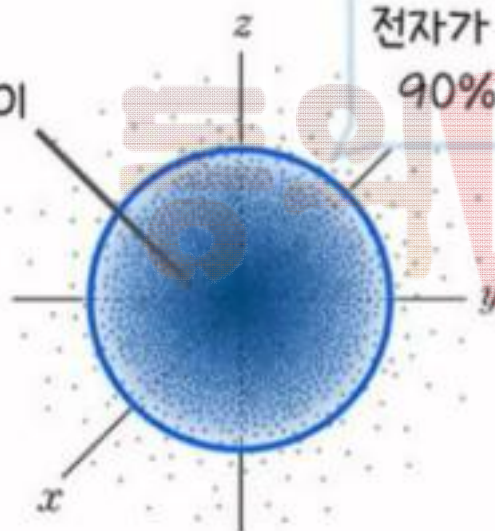
s 오비탈의 거리에 따른 전자 존재 확률 분포

오비탈 특징 ① 확률적으로 전자가 발견될 수 있는 공간을 나타낸다

(원자 오비탈 = 원자 궤도함수)

점밀도 그림

점이 뿔뿔할수록
전자가 발견될 확률이
높은 곳

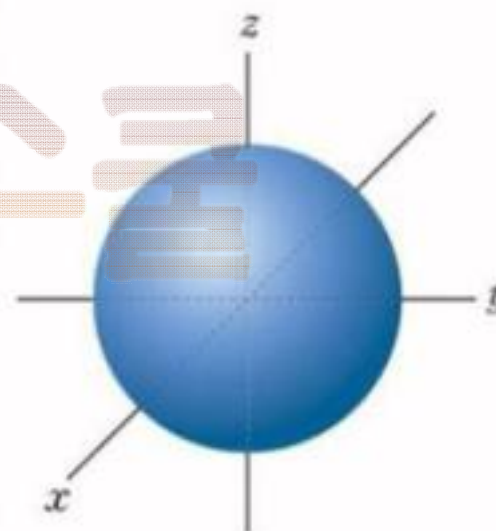


전자가 발견될 확률이
90% 이상인 공간

확률적으로 전자가 발견되는 곳을
점으로 찍어 나타냄

경계면 그림

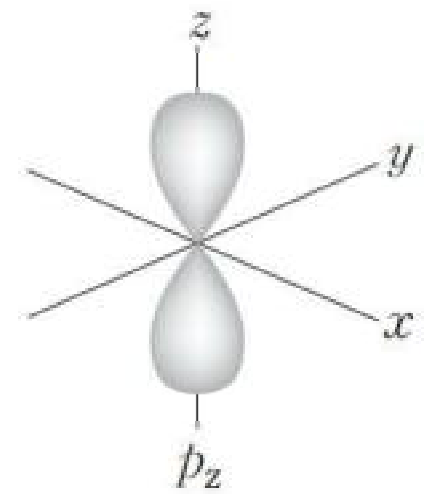
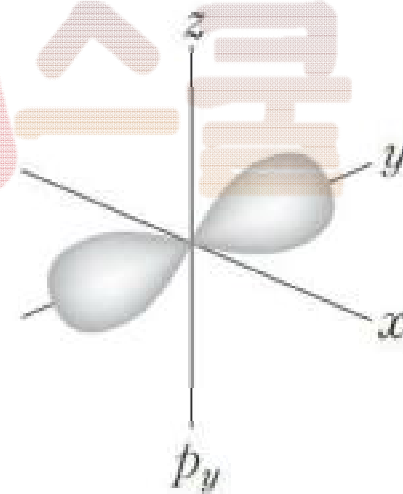
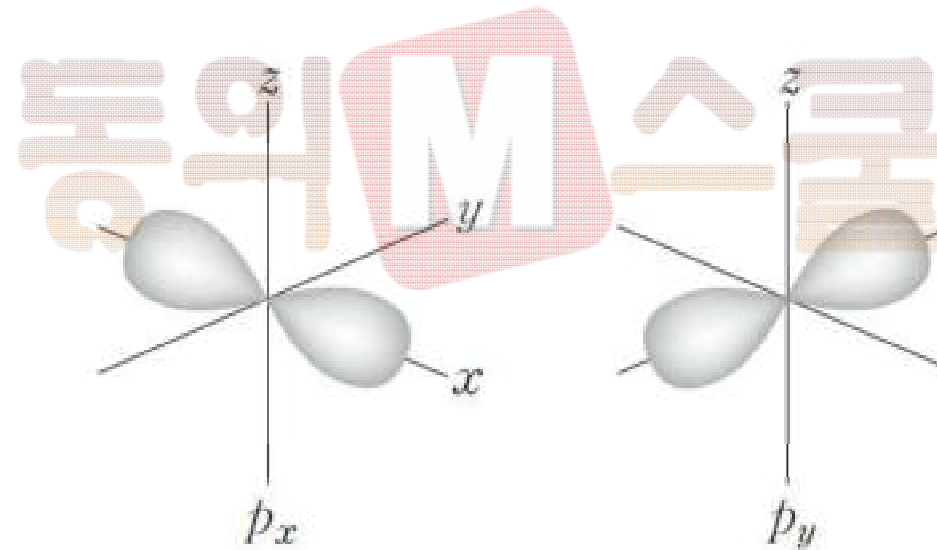
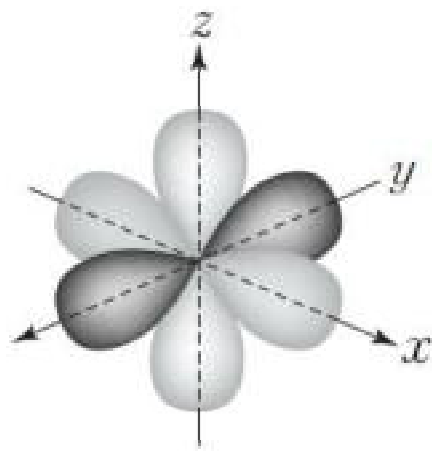
👉 오비탈(orbital)



전자가 발견될 확률이
90% 이상인 공간을 경계면으로 나타냄

③ p 오비탈

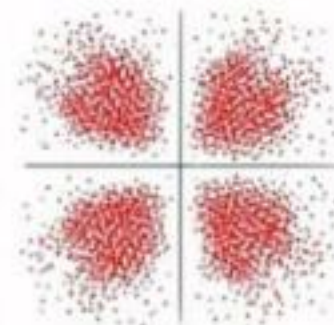
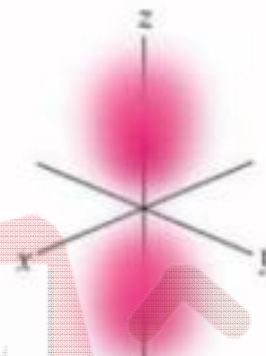
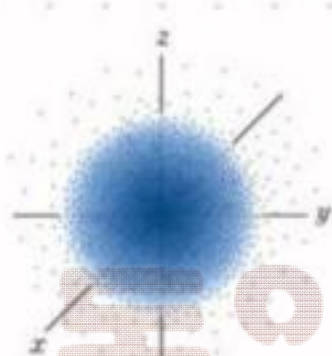
- 아령 모양으로 L 전자껍질($n=2$)부터 존재하며, 방향성이 있어서 핵으로부터 거리와 방향에 따라 전자가 발견될 확률이 달라짐.
- p_x , p_y , p_z 의 세 개로 구성되며, $2p$ 오비탈과 $3p$ 오비탈은 모양을 같고 크기만 다름.

 p 오비탈의 모양

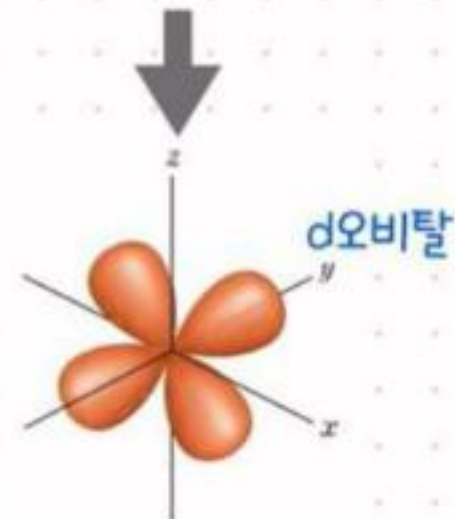
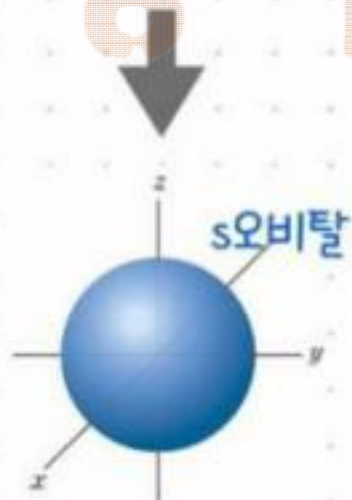
오비탈 특징

② 모양에 따라 s오비탈, p오비탈, d오비탈 등이 존재한다

점밀도 그림



경계면 그림



(3) 양자수

① 주양자수(n)

- 전자가 존재하는 껍질 번호.
- 수소 원자에서 전자의 전체 에너지를 결정함.
- n = 양의 정수.

주양자수	1	2	3	4	5	6	7
껍질기호	K	L	M	N	O	P	Q

② 부양자수(각운동량 양자수, l)

- 각 껍질에 있는 오비탈의 모양을 결정함.
- 전자의 각운동량을 기술하며 수소 원자 이외의 다른 원자에 있어서 전자의 에너지는 n 과 l 에 의해 결정됨.
- $l : 0 \sim (n-1)$ 까지의 정수.

부양자수	0	1	2	3
기호	s	p	d	f
각 마디(node)의 수	0	1	2	3
오비탈 모양	구형	아령모양	아령모양	아령모양
방향성	없다	있다		

- 마디(node) : 전자를 발견할 확률 진폭이 0인 곳. 오비탈의 각 마디의 수는 부양자수와 같음.

③ 자기양자수(m_l)

- 각 껍질에 있는 오비탈의 모양에 따른 오비탈의 수를 결정함.
- 임의의 축을 중심으로 공간에서 각운동량의 가능한 배향을 결정해 줌.
- 전자가 다른 전자의 운동으로 인하여 생기는 자장이나 외부에서 작용한 자기장과 상호 작용을 하는 경우에 중요함.
- m_l 은 $-l \sim +l$ 까지의 정수.

부양자수	0(<i>s</i>)	1(<i>p</i>)	2(<i>d</i>)	3(<i>f</i>)
자기양자수	0	-1, 0, 1	-2, -1, 0, 1, 2	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3
오비탈의 수	1	3	5	7

④ 스핀양자수(m_s)

- 각각의 오비탈에 들어있는 전자의 자전운동 방향을 결정함.
- 전자가 그 자신의 축을 중심으로 스핀운동을 할 때 작은 자석처럼 행동하므로 전자는 스핀을 가졌다고 말하며, 원자 스펙트럼의 미세 구조를 설명하기 위해 도입됨.
- $m_s = -\frac{1}{2}$ 또는 $+\frac{1}{2}$ 임.

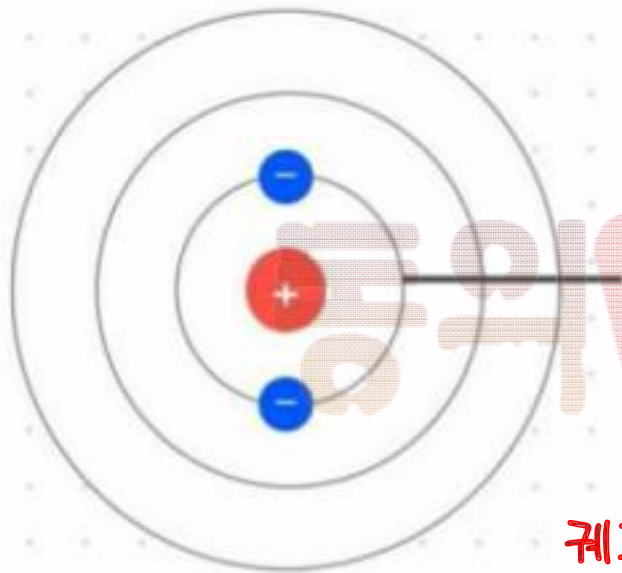
(4) 보어의 원자 모형에 따른 전자 배치의 원리

(p.8)

- ① 전자는 에너지 준위가 낮은 전자껍질부터 차례로 채워짐. ($K \rightarrow L \rightarrow M \rightarrow N \dots$)
- ② 각 전자껍질에 채워질 수 있는 전자는 최대 $2n^2$ 이다. (n =주양자수)
 - ⇒ K 전자껍질 : 2개, L 전자껍질 : 8개, M 전자껍질 : 18개 ...

오비탈 특징

③ 하나의 오비탈에는 전자가 최대 2개까지 존재한다

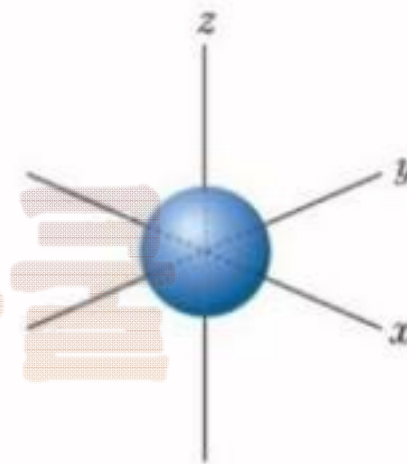


보어의 원자 모형

궤도에
확정적으로
전자 2개

전자가 존재하는 껍질을 나타낸다

전자는 전자 껍질에 채워진다



1s 오비탈

현대적 원자 모형(오비탈)

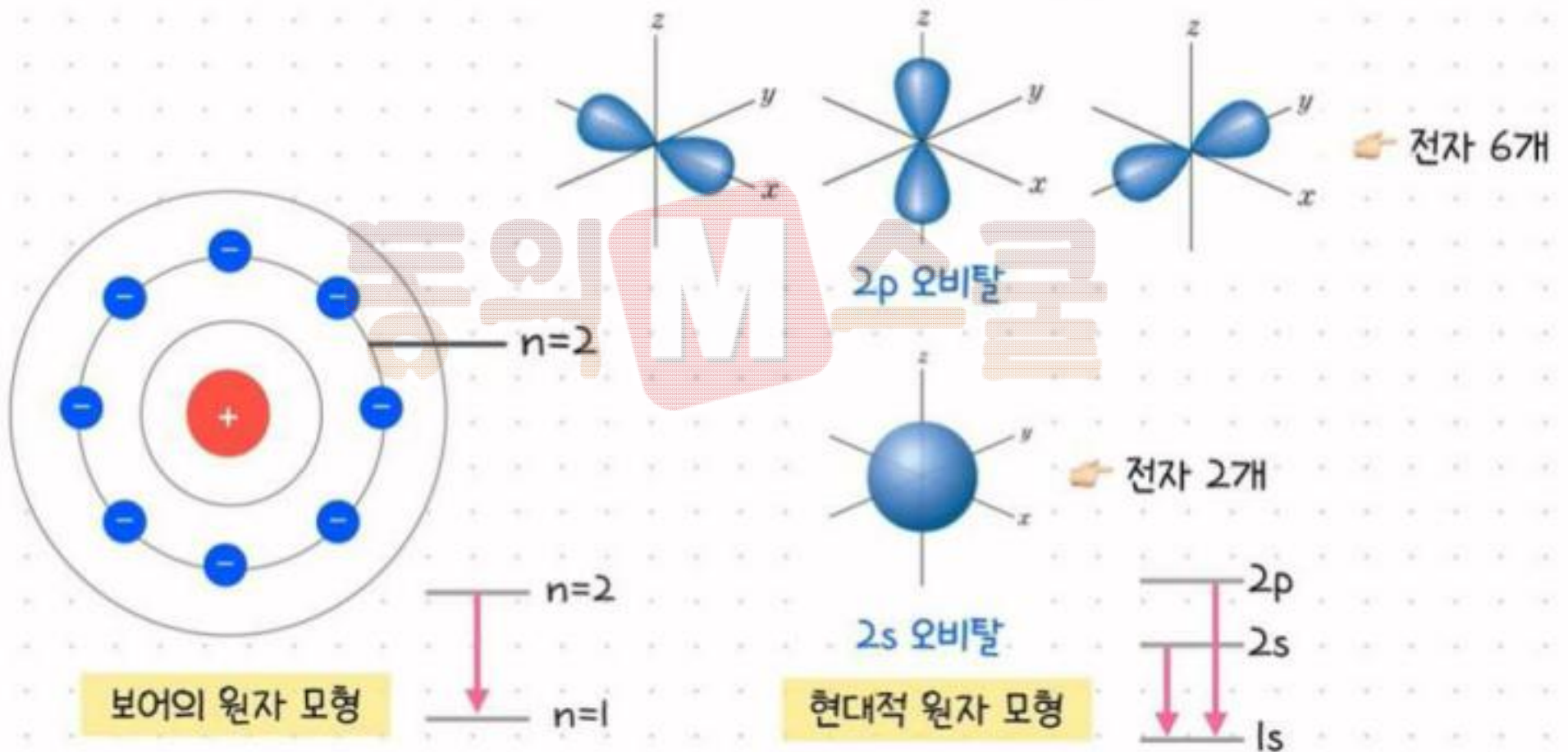
전자가 존재할 수 있는 확률적 공간을 나타낸다

전자는 오비탈에 채워진다

(확률적으로)
전자 2개
(존재)

오비탈 특징

④ p오비탈은 방향이 다른 3개의 오비탈이 존재하며, s오비탈보다 에너지 준위가 높다



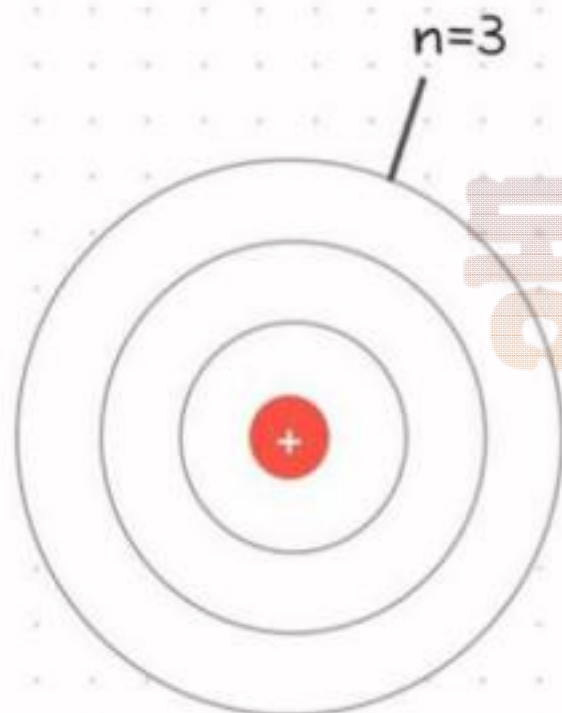
d금속(전이 금속)

21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn

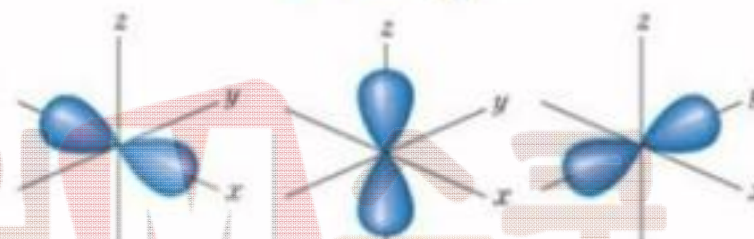


☞ 전자 10개

3d 오비탈

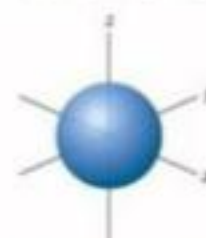


보어의 원자 모형



☞ 전자 6개

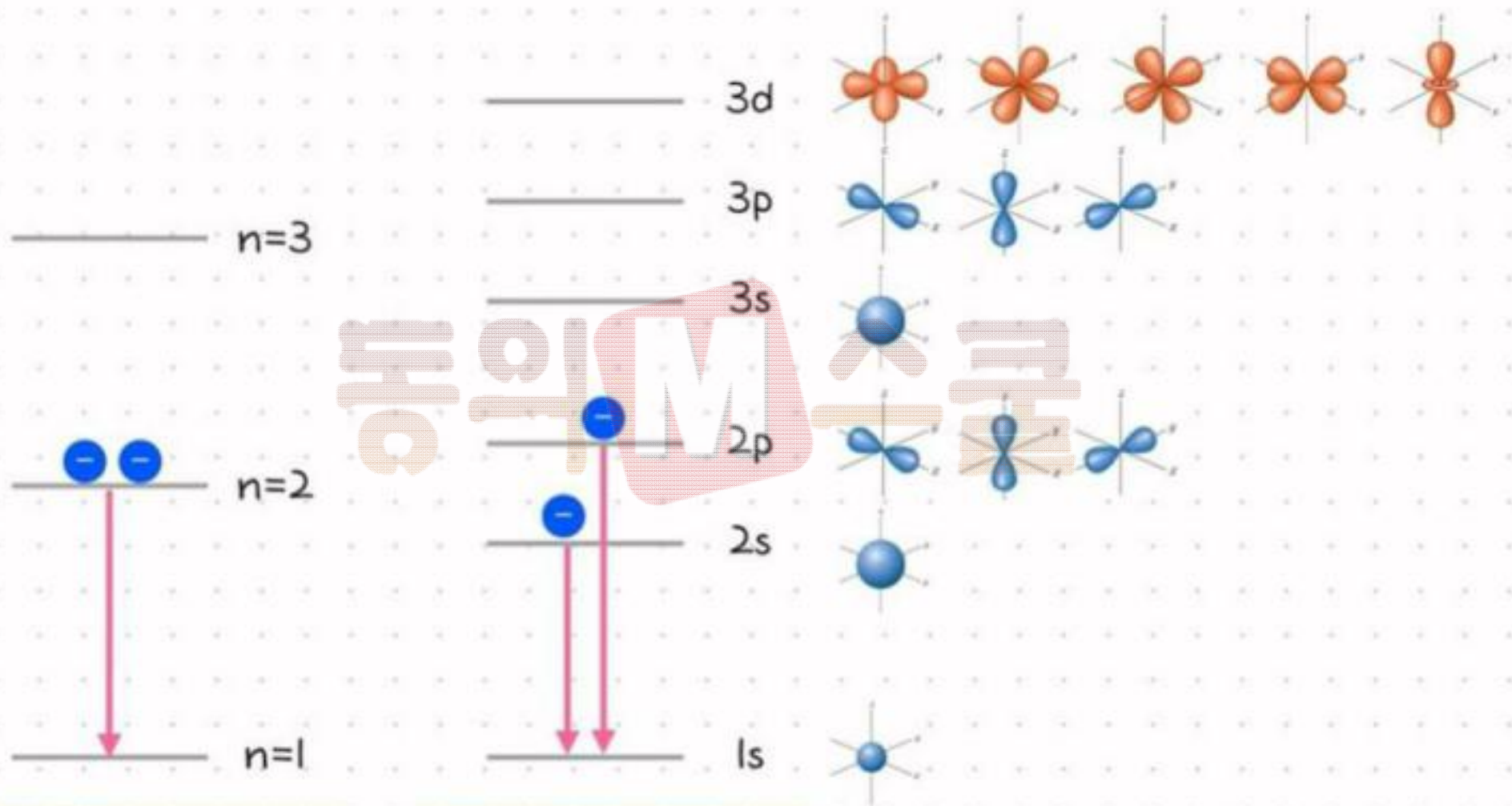
3p 오비탈



☞ 전자 2개

3s 오비탈

현대적 원자 모형

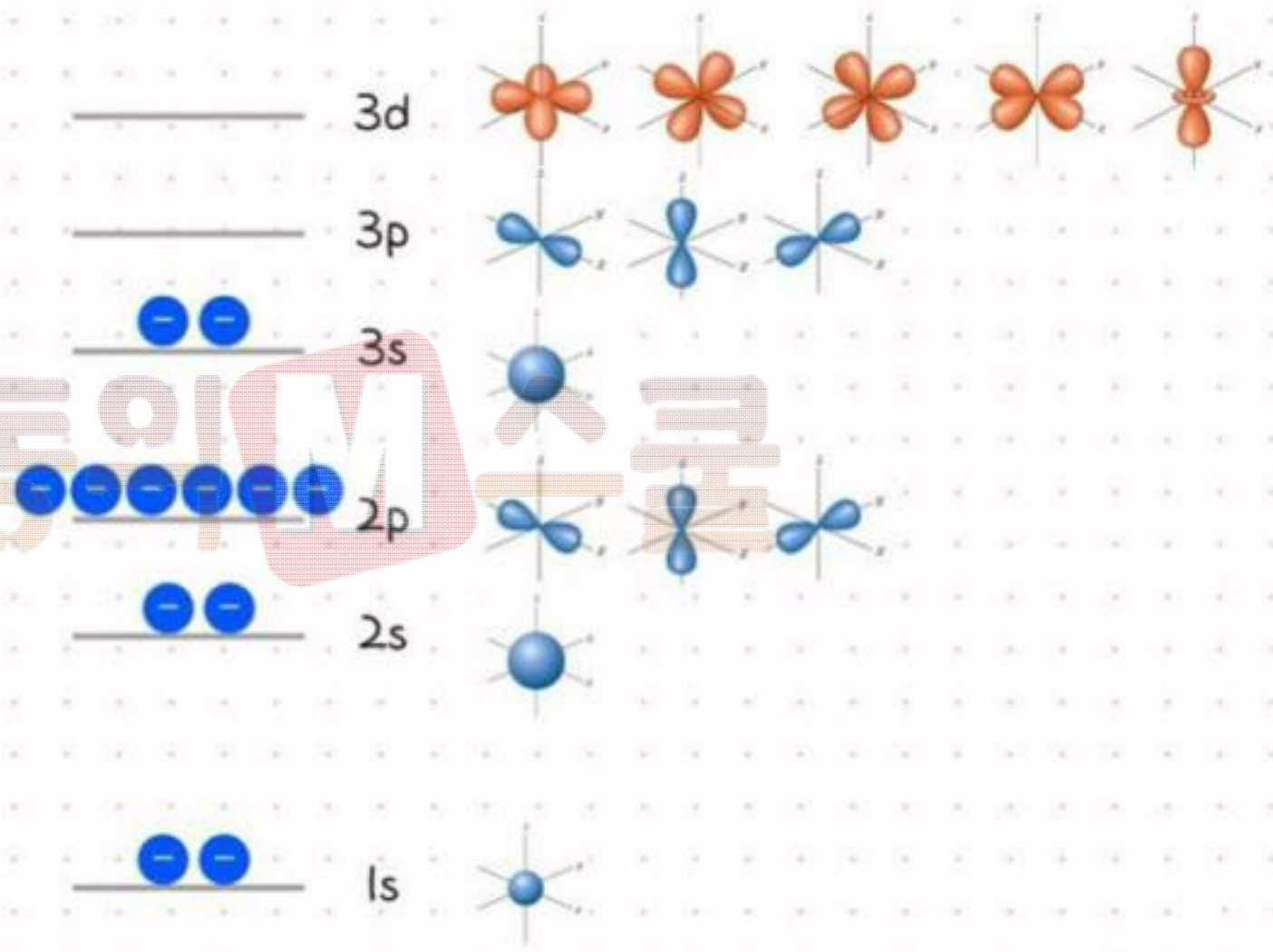
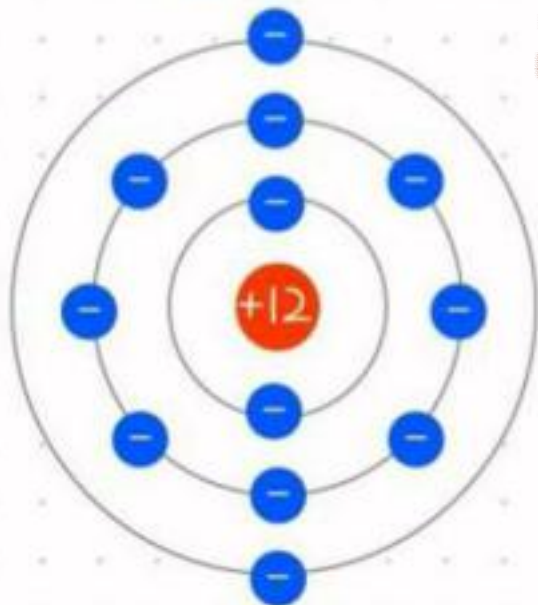


보어가 생각한 에너지 준위

오비탈에서의 에너지 준위

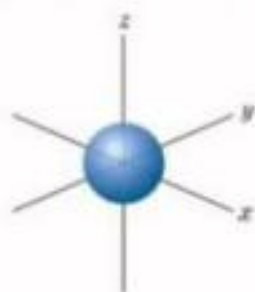
☞ 더 세분화된 에너지 준위가 존재한다

^{12}Mg
전자 12개



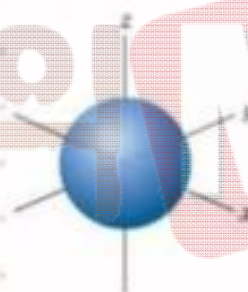


주양자수(n) 오비탈의 에너지와 크기를 나타낸다

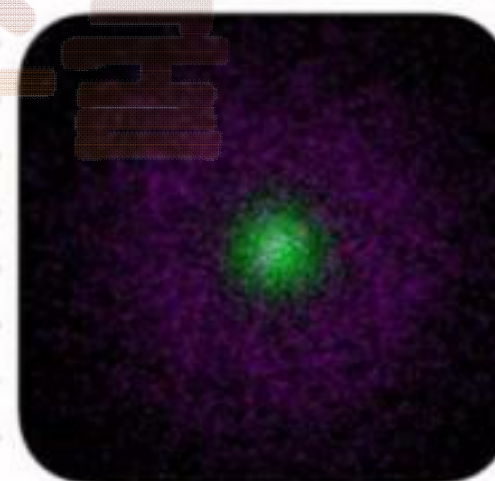


1s 오비탈
n = 1

에너지



2s 오비탈
n = 2



2s 오비탈
1s 오비탈

2s 오비탈에 전자가 채워질 때
원자의 에너지가 더 높다



부양자수(l)

오비탈의 모양을 나타낸다.

(부양자수(l) = 궤도 각운동량 양자수)



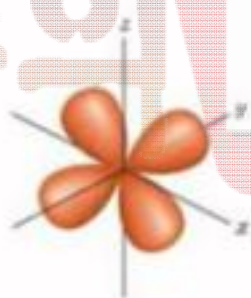
s 오비탈

$$l = 0$$



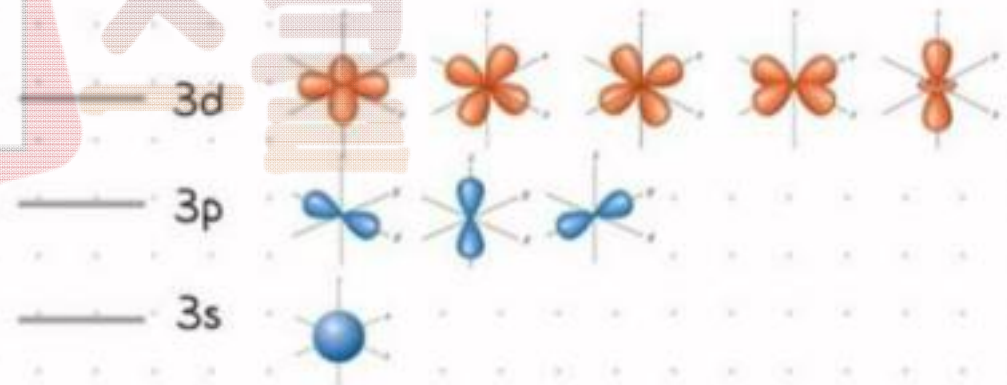
p 오비탈

$$l = 1$$



d 오비탈

$$l = 2$$



주양자수가 같을 때 부양자수(l)가 클수록
에너지 준위가 높다

부양자수(l)

오비탈의 모양을 나타낸다.



$n = 3$

3d



$l = 2$

3p



$l = 1$

3s



$l = 0$

주양자수(n)에 따라 $(n-1)$ 까지의
부양자수(l)를 가질 수 있다



$n = 2$

2p



$l = 1$

2s



$l = 0$



$n = 1$

1s

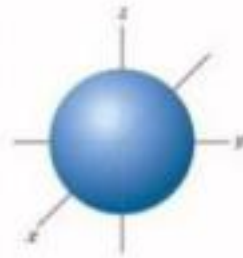


$l = 0$

자기 양자수 (m_l)

오비탈의 방향을 나타낸다

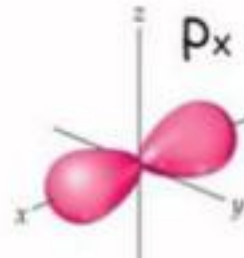
(자기 양자수 = 궤도 각운동량 자기 양자수)



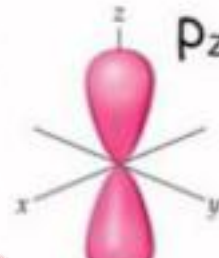
s오비탈

$$l = 0$$

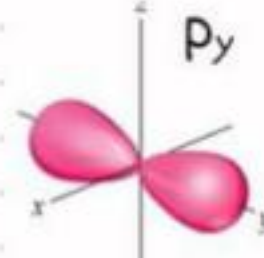
$$m_l = 0$$



p_x



p_z

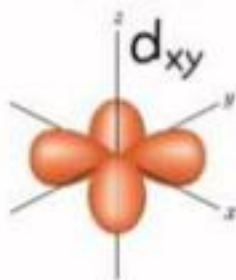


p_y

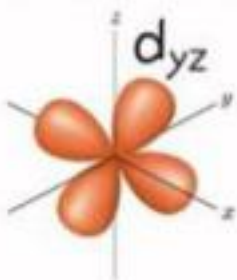
p오비탈

$$l = 1$$

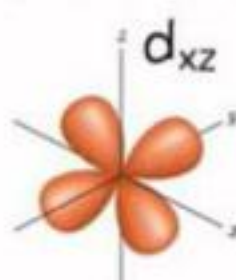
$$m_l = -1, 0, +1$$



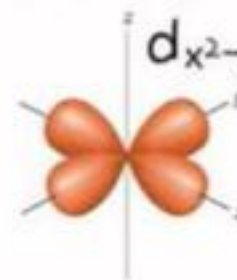
d_{xy}



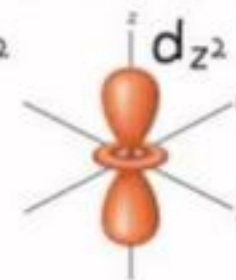
d_{yz}



d_{xz}



$d_{x^2-y^2}$



d_{z^2}

d오비탈

$$l = 2$$

$$m_l = -2, -1, 0, +1, +2$$

주양자수

$n = 1$

1s



부양자수 (l)

$l = 0$

자기 양자수 (m_l)

$m_l = 0$

$n = 2$

2s



$l = 0$

$m_l = 0$

2p_x



2p_z



2p_y



$l = 1$

$m_l = -1, 0, +1$

$n = 3$

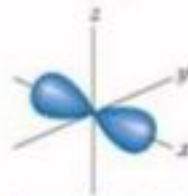
3s



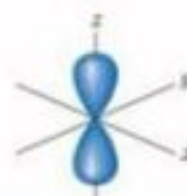
$l = 0$

$m_l = 0$

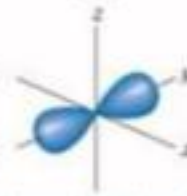
3p_x



3p_z



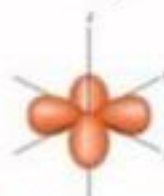
3p_y



$l = 1$

$m_l = -1, 0, +1$

3d_{xy}



3d_{yz}



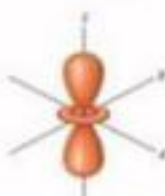
3d_{xz}



3d_{x²-y²}

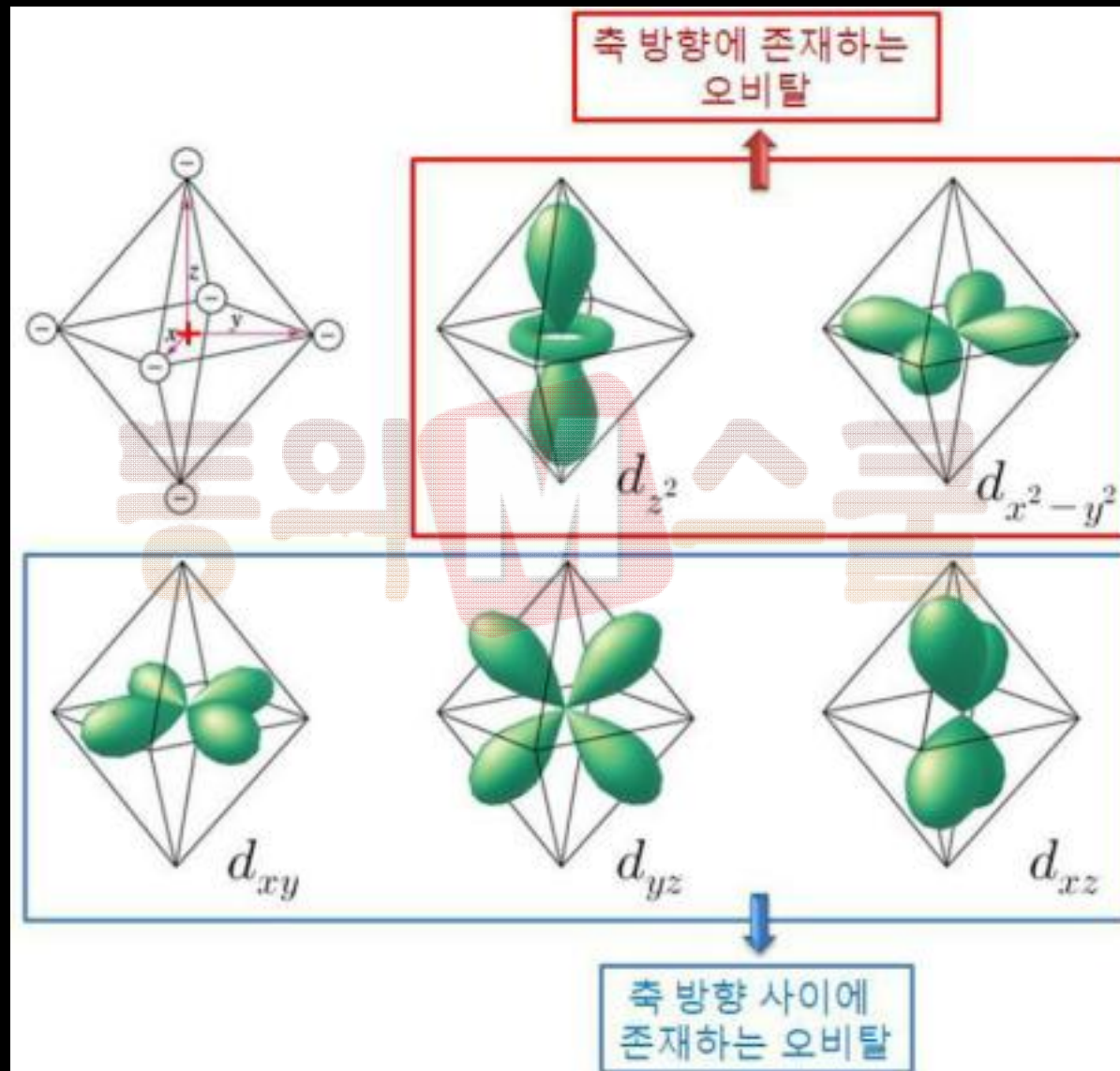


3d_{z²}



$l = 2$

$m_l = -2, -1, 0, +1, +2$



(4) 오비탈의 표기($2p_x^1$ 의미)

- ① 2 : 주양자수
- ② p : 부양자수
- ③ x : 배향
- ④ 1 : 오비탈에 들어있는 전자수



(5) 전자껍질과 오비탈 수

주양자수 n 인 전자껍질에 존재하는 오비탈의 종류는 n 개이며, 오비탈의 총수는 n^2 개이고, 수용 가능한 최대 전자수는 $2n^2$ 개임.

n	l	m_l	오비탈 표기	오비탈의 수	전체 오비탈의 수
1	0	0	$1s$	1	1 (전자의 총수 = 2)
2	0	0	$2s$	1	4 (전자의 총수 = 8)
	1	-1, 0, +1	$2p$	3	
3	0	0	$3s$	1	9 (전자의 총수 = 18)
	1	-1, 0, +1	$3p$	3	
	2	-2, -1, 0, +1, +2	$3d$	5	
4	0	0	$4s$	1	16 (전자의 총수 = 32)
	1	-1, 0, +1	$4p$	3	
	2	-2, -1, 0, +1, +2	$3d$	5	
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$4f$	7	

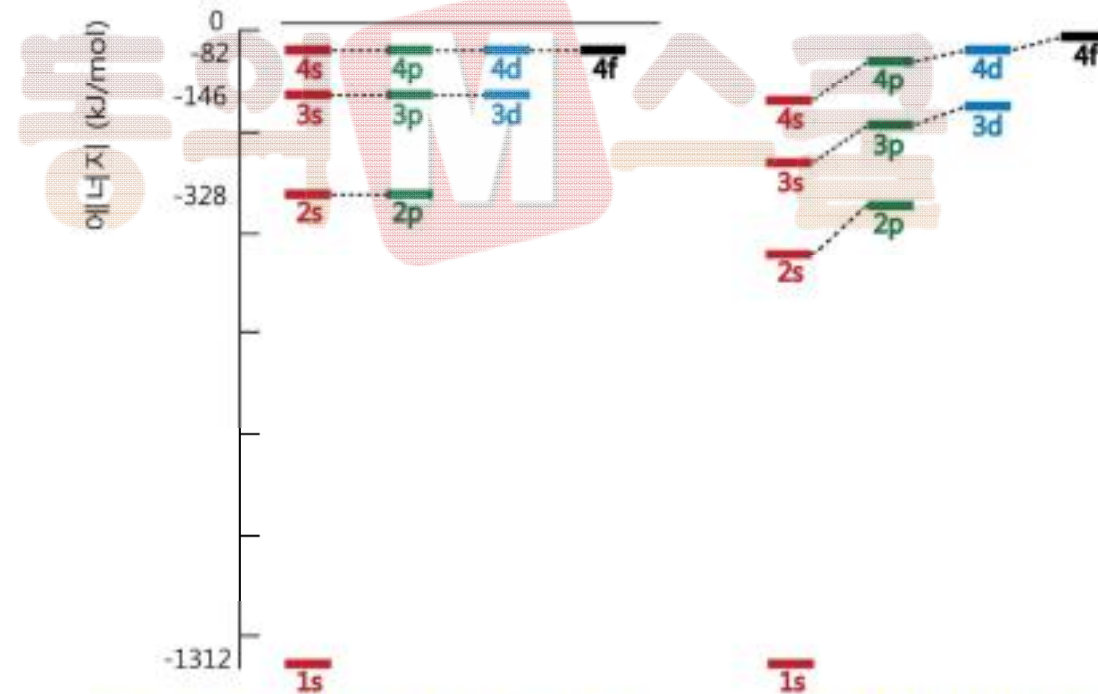
(6) 오비탈의 에너지 준위

① 수소원자의 에너지 준위

- 주양자수 n 만 같으면 각 오비탈 에너지 값 동일함.
- $1s < 2s = 2p < 3s = 3p = 3d < 4s = 4p = 4d = 4f < \dots$ 임.

② 다전자 원자의 에너지 준위

- 주양자수 n 과 방위양자수 l 에 의해 에너지가 결정됨.
- 같은 전자껍질 내에서 $s < p < d < f$ 의 순서로 오비탈의 에너지 준위가 됨.



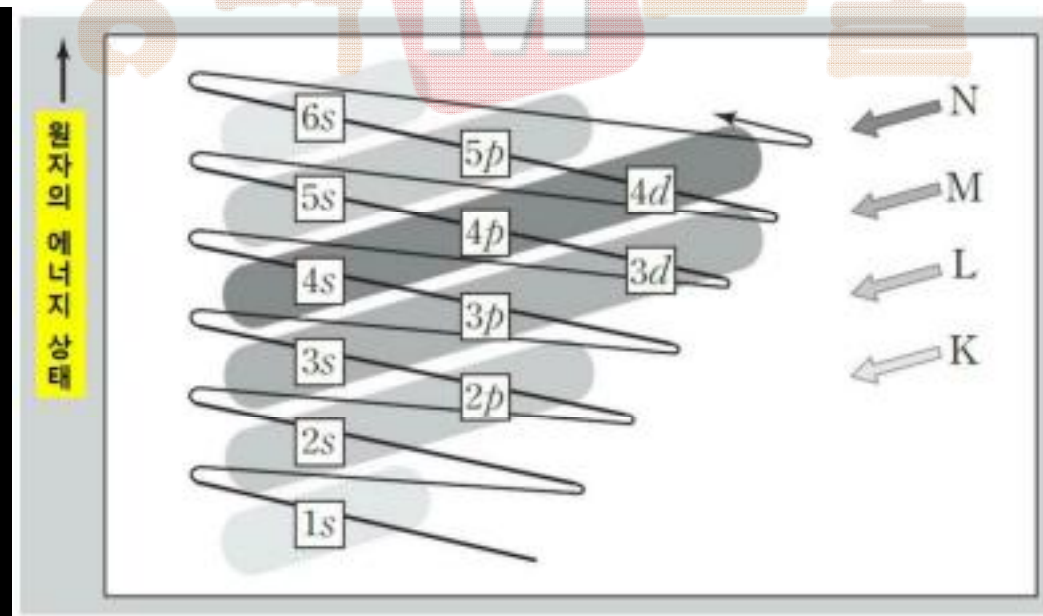
(가) 수소 원자 또는 일전자 이온

(나) 다전자 원자

(7) 다전자 원자의 전자 배치

① 쌓음의 원리(Aufbau의 원리)

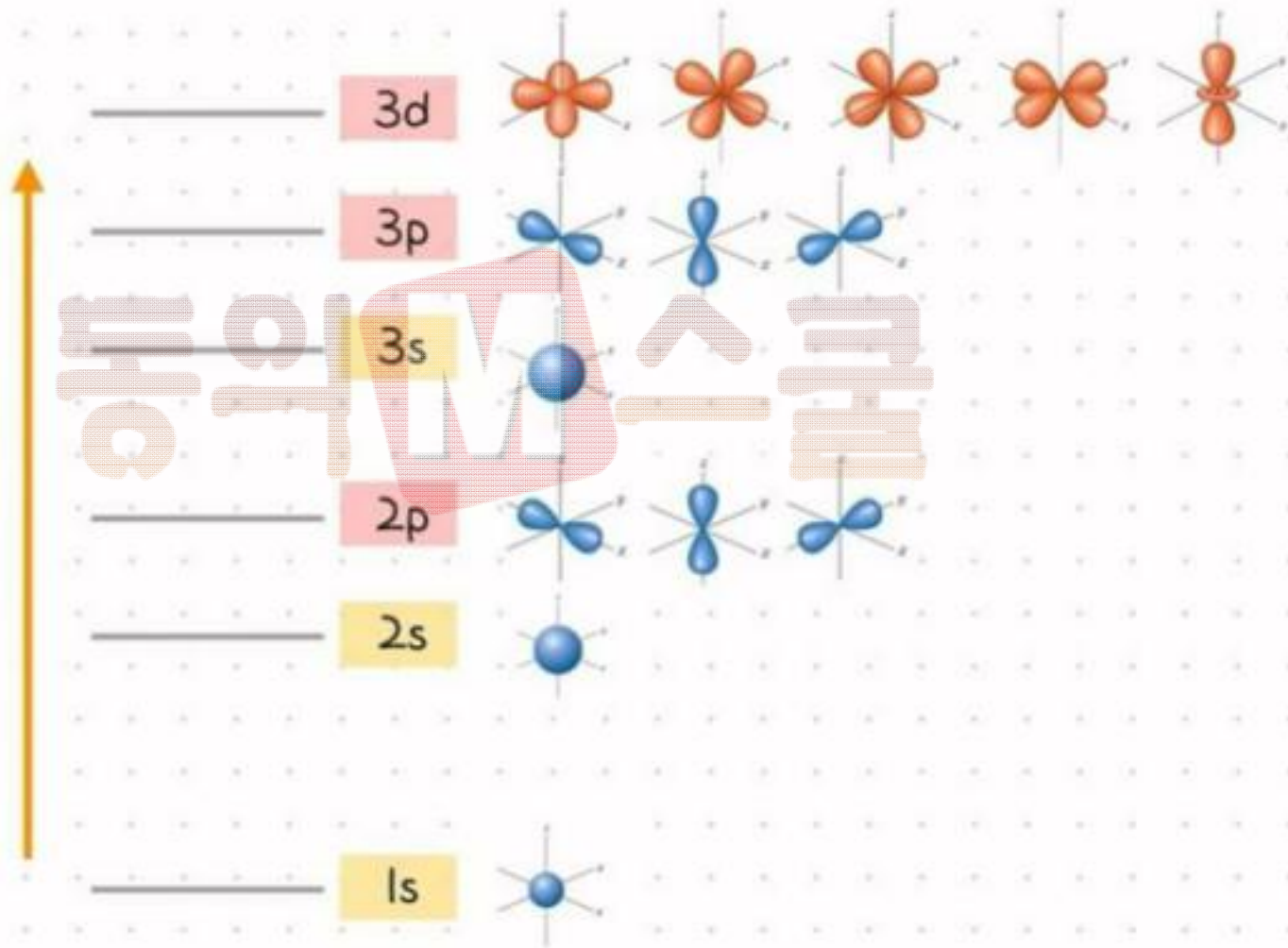
- 전자는 원자의 에너지 상태를 가장 안정하게 나타내는 오비탈부터 먼저 채워짐.
- 주양자수(n)가 커질수록 원자의 에너지 상태가 높아짐. ($1s < 2s < 3s < 4s \dots$)
- 다전자 원자에서 주양자수가 같을 때, 부양자수(l)가 커질수록 원자의 에너지 상태가 높아짐. ($ns < np < nd < nf \dots$)
- $(n+l)$ 값이 커질수록 원자의 에너지 상태가 높아짐.
- $(n+l)$ 값이 같은 경우 n 이 커질수록 원자의 에너지 상태가 높아짐.



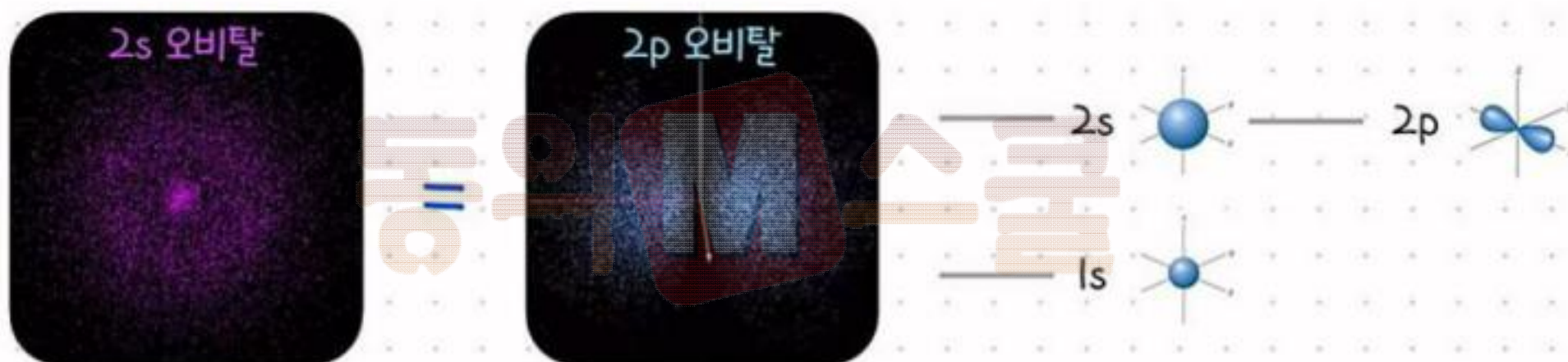
쌓음 원리

에너지 준위가 낮은 오비탈부터 전자가 채워진다

에너지 준위
증가함



🤔주양자수(n)가 같은 경우에는? ➡ 전자가 1개인 경우에는 주양자수가 같으면 에너지 준위가 같다



전자가 1개인 경우에는
2s 오비탈 또는 2p 오비탈에 있는 전자가 느끼는
원자핵의 (+)전하가 같다

오비탈의 에너지 준위 비교 ➡ 주양자수(n)가 작을수록 에너지 준위가 낮다



1s 오비탈

<
에너지

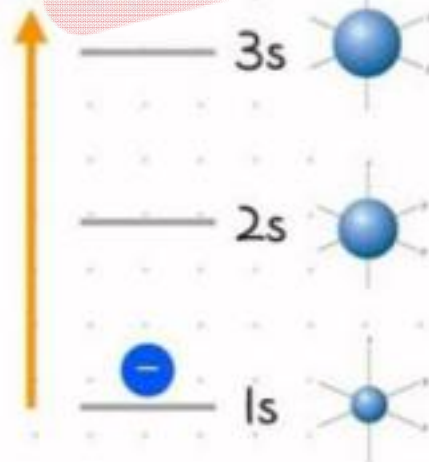


2s 오비탈

주양자수가 작을수록 전자(-)가
원자핵(+)가까이에 존재함

전자(-)와 원자핵(+)의 인력으로
안정해진다(에너지↓)

에너지 증가



에너지가 작을수록
안정하다 😊



에너지가 클수록
불안정하다 😞

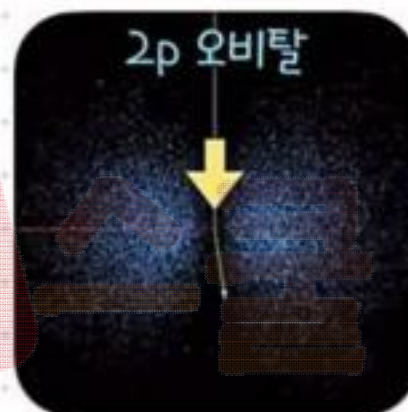
Tip) 오비탈에 존재하는 전자(-)가
원자핵의 (+)전하를 강하게 느낄수록
에너지가 낮은 안정한 상태!!

🤔주양자수(n)가 같은 경우에는? 🖱️ 전자가 1개인 경우에는 주양자수가 같으면 에너지 준위가 같다

🖱️ 전자가 2개 이상이면 **부양자수(l)**가 작을수록 에너지 준위가 낮다

침투 효과

원자핵 가까이에서
전자가 발견될 확률이
존재함



전자가 발견될 확률이
원자핵에서 멀리
떨어져 있음

1s 오비탈



가림 효과

1s 오비탈의 전자가
원자핵의 (+)전하를 가림

Tip) 오비탈에 채워진 전자(-)가
원자핵의 (+)전하를 강하게 느낄수록
에너지가 낮은 안정한 상태!!

쌓음 원리

에너지 준위가 낮은 오비탈부터 전자가 채워진다

총 전자 에너지의 합이 가장 작은
에너지 준위의 전자 배치를 가진다는 의미

✓ 수소 원자(전자 1개) → 주양자수(n)가 작을수록 에너지 준위가 낮다

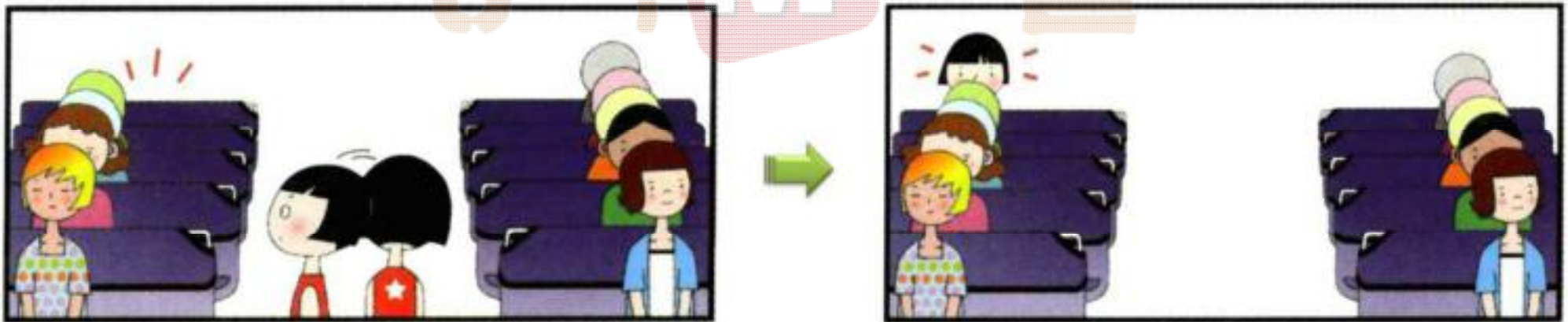
✓ 다전자 원자(전자 2개 이상) → 주양자수(n) + **부양자수(l)**가 작을수록 에너지 준위가 낮다



<오비탈 전자 배치 순서>

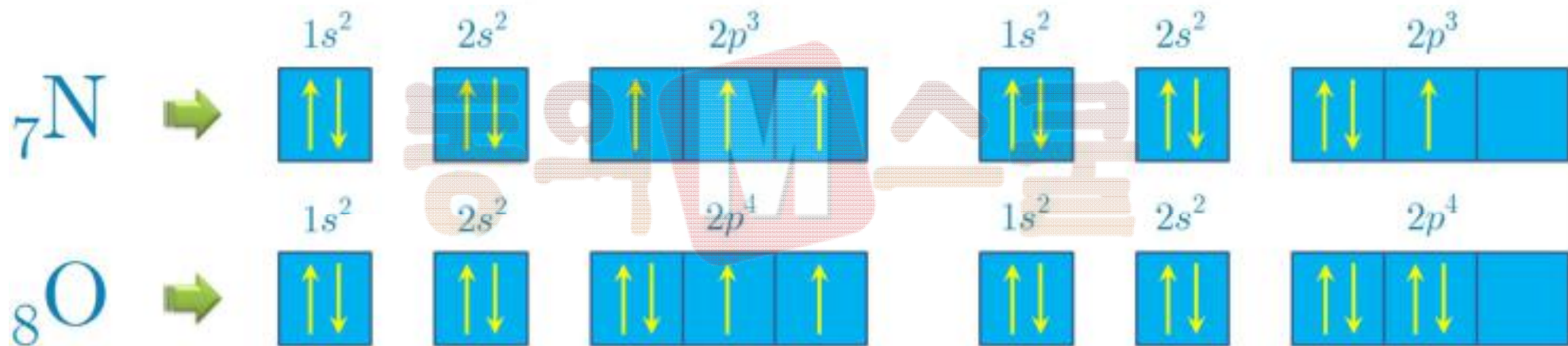
1s-2s-2p-3s-3p-3d
4s

- ② 파울리의 배타 원리 : 하나의 오비탈에는 전자가 최대 2개 들어갈 수 있음.
- ③ 훈트의 규칙 : p 오비탈과 같이 에너지 준위가 같은 오비탈에 전자가 채워질 때, 가능한 한 쌍을 이루지 않고 홀전자의 수가 많아지도록 배치함. 그 이유는 전자들이 같은 오비탈에 들어가는 것보다 다른 오비탈에 들어가면 전자들 사이의 반발력이 더 약해져서 안정해지기 때문이다. $\Rightarrow$ 에너지 준위가 같은 몇 개의 오비탈에 전자가 들어갈 때에는 각각의 오비탈에 1개씩의 전자가 배치된 후, 스핀이 반대인 전자가 들어가 쌍을 이루게 됨.



예 질소(${}_7\text{N}$)와 산소(${}_8\text{O}$)의 안정한 전자 배치와 불안정한 전자 배치

(p.13)



(가) 안정한 상태의 전자 배치

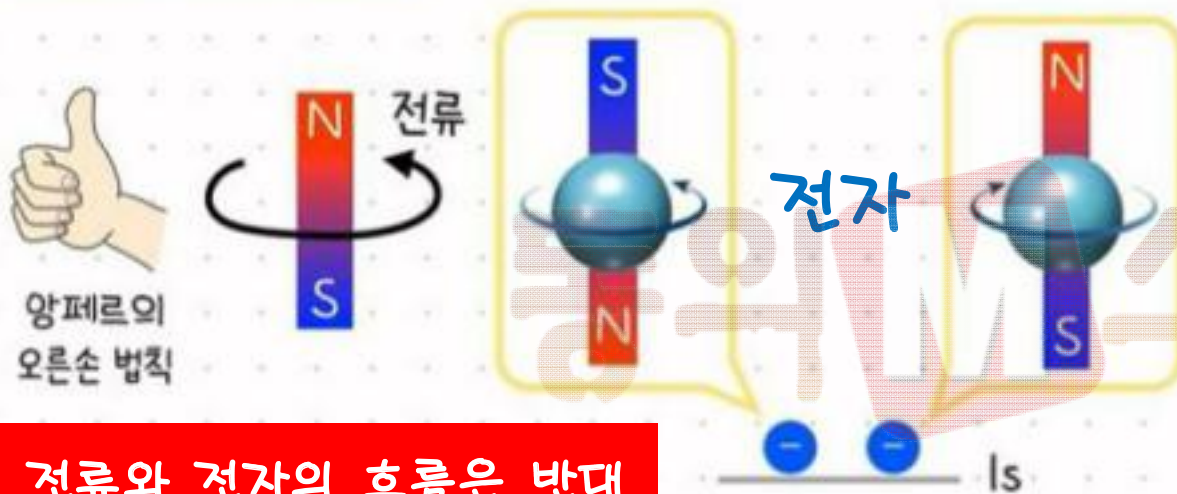
(나) 불안정한 상태의 전자 배치

파울리 배타 원리

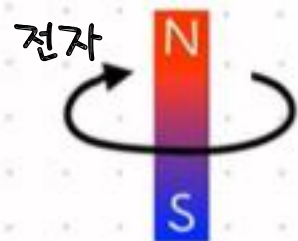
같은 오비탈에 채워지는 전자는 서로 반대 스핀을 갖는다

전자의 스핀(spin)

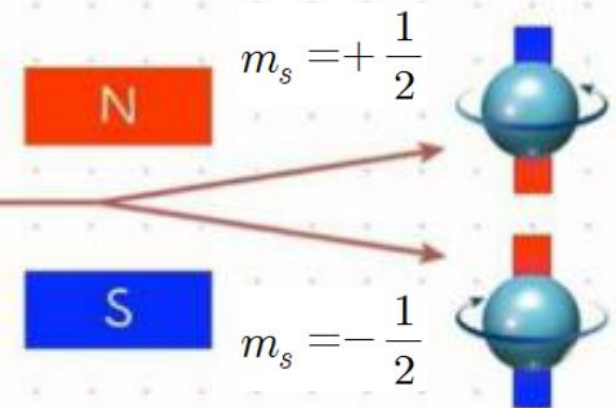
전자는 자기장 속에서 회전하는 성질이 있으며, 두 회전 상태가 존재한다



전류와 전자의 흐름은 반대



수소 원자빔



파울리 배타 원리

같은 오비탈에 채워지는 전자는 서로 반대 스핀을 갖는다

전자의 스핀(spin)

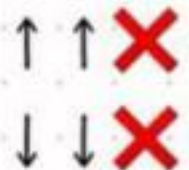
전자는 자기장 속에서 회전하는 성질이 있으며, 두 회전 상태가 존재한다

한 원자 내에서 4가지 양자수가 모두 똑같은 전자는 존재할 수 없다!!

$$m_s = +\frac{1}{2}$$



$$m_s = -\frac{1}{2}$$



✓스핀 방향으로 나타내기 :



☞ 서로 반대 방향의 자기장 (자기적 인력)

✓양자수 (m_s)로 나타내기 :

$$+\frac{1}{2} \quad -\frac{1}{2}$$

☞ 스핀 자기 양자수 (m_s)

(n, l, m_l, m_s)

$$(1, 0, 0, +\frac{1}{2})$$

$$(1, 0, 0, -\frac{1}{2})$$

파울리 배타 원리

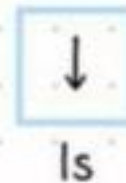
같은 오비탈에 채워지는 전자는 서로 반대 스핀을 갖는다



수소(H)



or



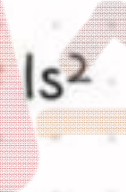
$1s^1$



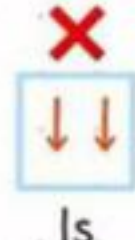
헬륨(He)



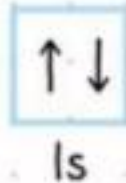
or



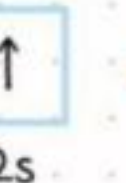
$1s^2$



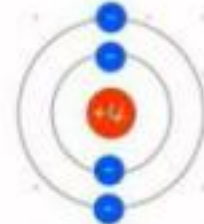
리튬(Li)



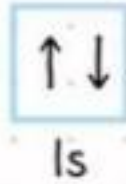
or



$1s^2 2s^1$



베릴륨(Be)



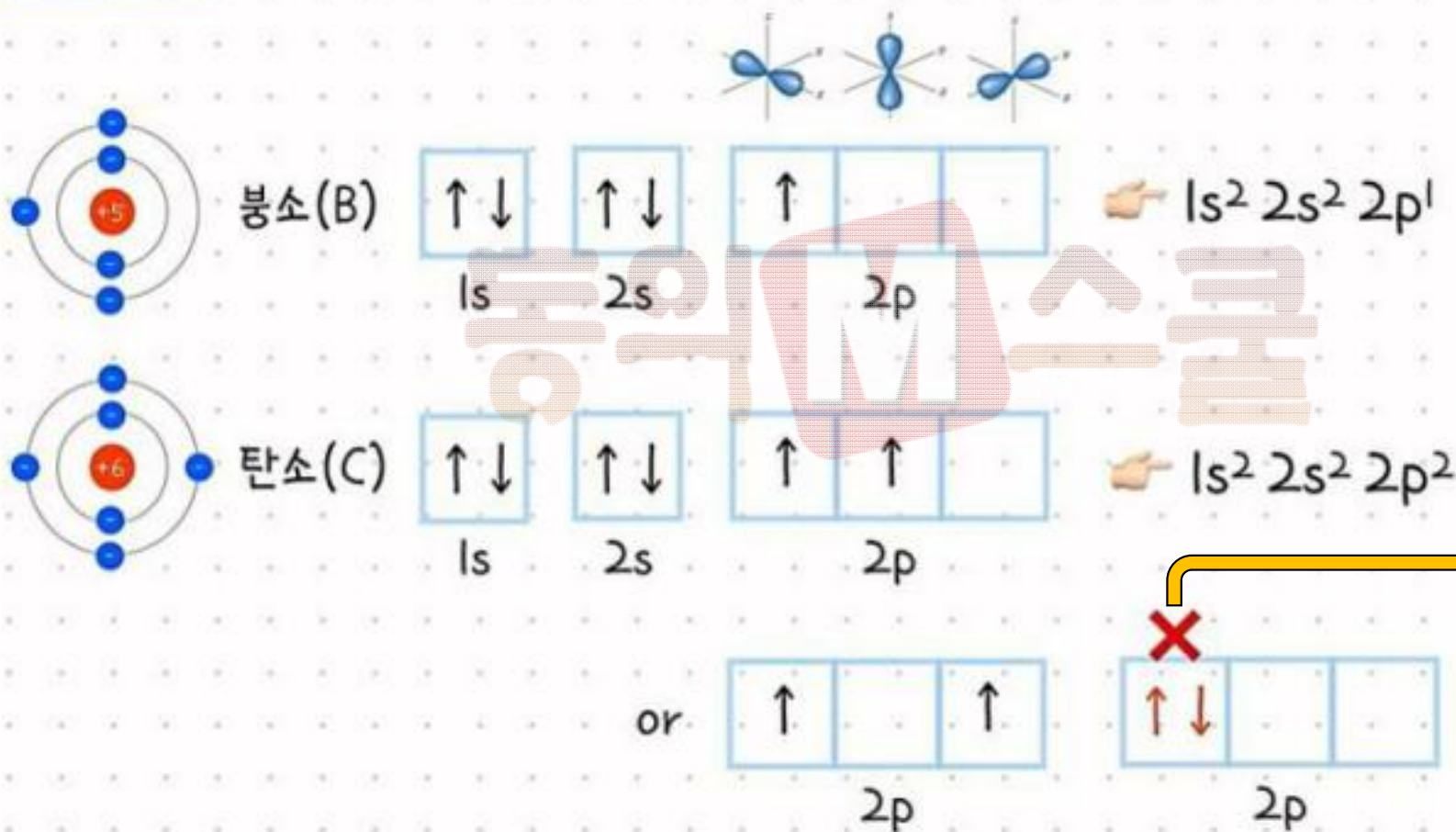
or



$1s^2 2s^2$

훈트의 규칙

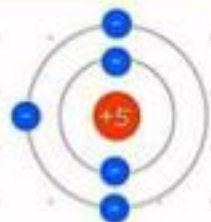
에너지 준위가 같은 오비탈에 전자가 채워질 때 홀전자가 많을수록 안정하다



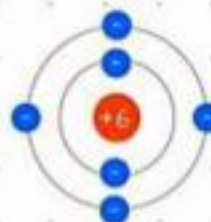
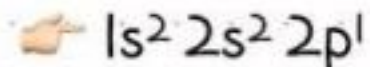
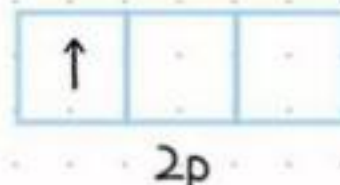
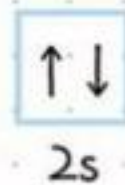
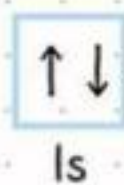
자기적으로 인력이
증가하여 정전기적
반발력이 크게 증가.

훈트의 규칙

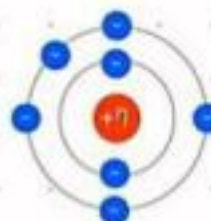
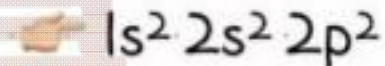
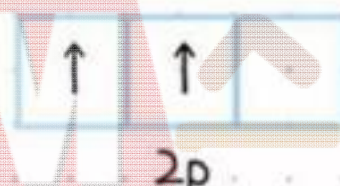
에너지 준위가 같은 오비탈에 전자가 채워질 때 **홀전자가 많을수록** 안정하다



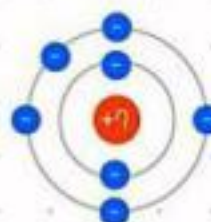
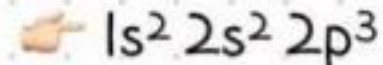
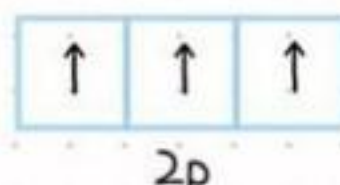
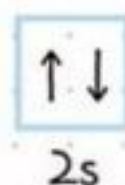
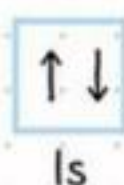
붕소 (B)



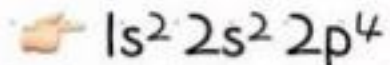
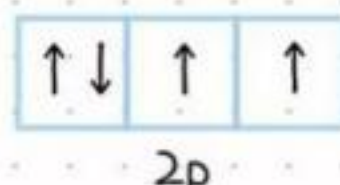
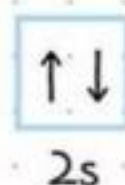
탄소 (C)



질소 (N)



산소 (O)



다전자 원자의 전자 배치 규칙 및 원리 정리



쌓음 원리

에너지 준위가 낮은 오비탈부터 전자가 채워진다

파울리 배타 원리

같은 오비탈에 채워지는 전자는 서로 반대 스핀($\uparrow\downarrow$)을 갖는다

훈트 규칙

에너지 준위가 같은 오비탈에 전자가 채워질 때 홀전자가 많을수록 안정하다

2개 이상의 오비탈에

2개 이상의 전자가 채워질 때

주양자수 + 부양자수($n + l$)가 클수록 에너지 준위가 높음.

(8) 바닥 상태와 들뜬 상태의 전자 배치

- ① 바닥 상태 전자 배치 : 에너지가 가장 낮은 안정한 상태의 전자 배치로, 전자 배치의 원리를 따른 전자 배치.
- ② 들뜬 상태 전자 배치 : 원자가 에너지를 흡수하여 전자가 높은 에너지 준위의 오비탈로 전이된 전자 배치.

(9) 원자가전자

- ① 가장 바깥쪽 전자껍질에 들어 있는 전자로 원소의 화학적 성질을 결정함.
- ② 전형 원소에서 원자가전자의 수가 같은 원소는 같은 족에 속하고 화학적 성질이 비슷함.

원소	전자 배치			원자가전자수	비고
	K	L	M		
${}_3\text{Li}$	$1s^2$	$2s^1$	—	1	1족
${}_9\text{F}$	$1s^2$	$2s^2 2p^5$	—	7	17족
${}_{11}\text{Na}$	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^1$	1	1족



확인 문제

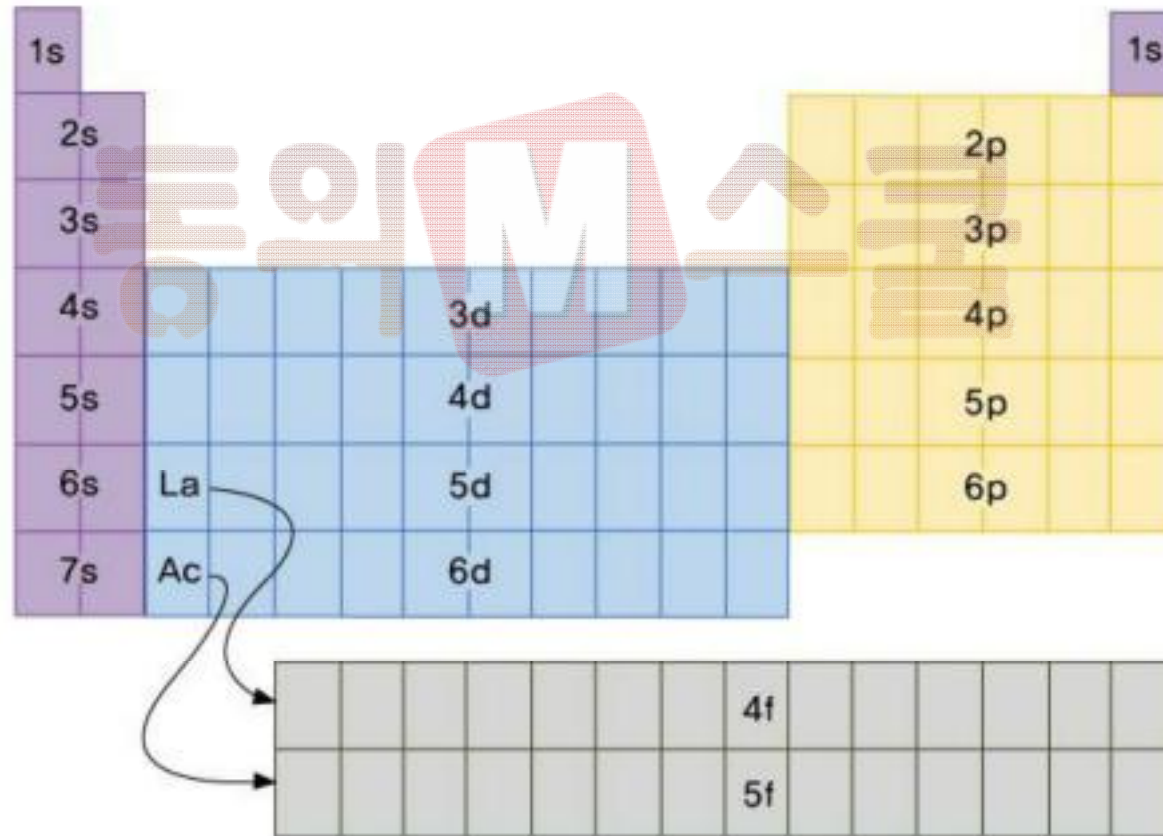
다음 중 오비탈(궤도함수)에 대한 설명으로 틀린 것은?

- ① 수소 원자에서는 주양자수 n 만 같으면 각 오비탈 에너지가 동일하다.
- ② s 궤도함수는 방향성이 없으며, 핵에 대한 전자의 거리만을 나타낸다.
- ③ n 번째 껍질에 존재하는 오비탈의 종류는 n 개이다.
- ④ f 궤도함수는 최대 10개의 전자를 수용할 수 있다.
- ⑤ d 궤도함수는 $n = 3$ 이상에서 존재하다.

[풀이] ④, f 오비탈은 최대 14개의 전자를 수용할 수 있다.

(10) 주기에 따른 다전자 원자의 전자 배치의 예

- ① s, p 오비탈 : 주양자수=주기수
- ② d 오비탈 : 주양자수+1=주기수
- ③ f 오비탈 : 주양자수+2=주기수



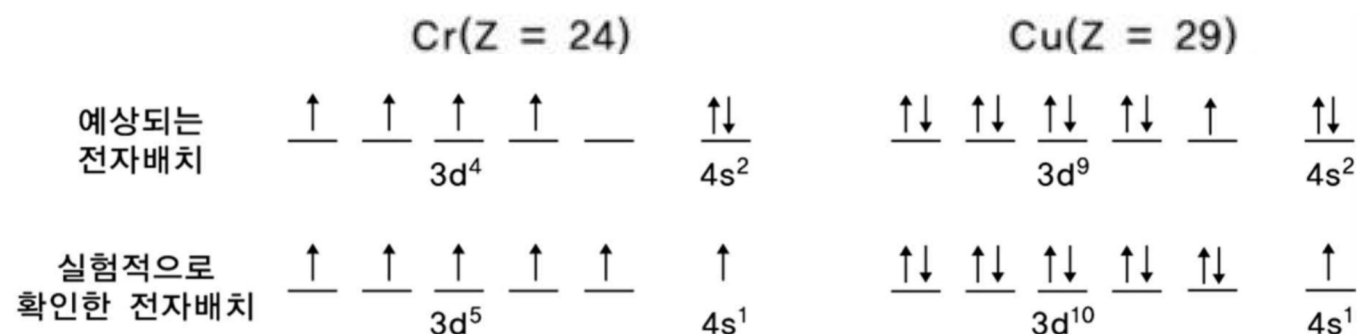
주기	원자번호	원소	전자 배치								비고
			1s	2s	2p		3s	3p		4s	
1	1	H	↑								$1s^1$
	2	He	↑↓								$1s^2$
2	3	Li	↑↓	↑							$1s^2 2s^1$
	4	Be	↑↓	↑↓							$1s^2 2s^2$
	5	B	↑↓	↑↓	↑						$1s^2 2s^2 2p^1$
	6	C	↑↓	↑↓	↑	↑					$1s^2 2s^2 2p^2$
	7	N	↑↓	↑↓	↑	↑	↑				$1s^2 2s^2 2p^3$
	8	O	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑				$1s^2 2s^2 2p^4$
	9	F	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑				$1s^2 2s^2 2p^5$
	10	Ne	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓				$1s^2 2s^2 2p^6$
3	11	Na	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑				$[\text{Ne}] 3s^1$
	12	Mg	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓				$[\text{Ne}] 3s^2$
	13	Al	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑			$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
	14	Si	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑		$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
	15	P	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
	16	S	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
	17	Cl	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
	18	Ar	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
4	19	K	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	$[\text{Ar}] 4s^1$
	20	Ca	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	$[\text{Ar}] 4s^2$

⑦ 전이 원소의 전자 배치

- 원자의 총 에너지를 가장 낮게 만들게 전자가 오비탈 차지함. (실험적으로 관찰됨)
- 관찰에 의하면, 전자들이 $3d$ 오비탈보다 먼저 $4s$ 오비탈을 채우는 것이 원자의 총 에너지를 낮추기 위함.

⑧ 규칙의 예외 : 특이한 전자배치는 크롬($_{24}\text{Cr}$)과 구리($_{29}\text{Cu}$)이다. 이러한 현상에 대한 이유는 절반만 채워진 $3d$ 오비탈($3d^5$)과 완전히 채워진 $3d$ 오비탈($3d^{10}$)이 더 안정하기 때문이다.

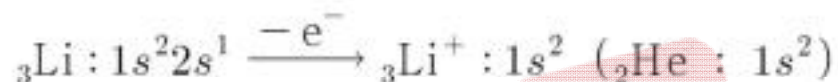
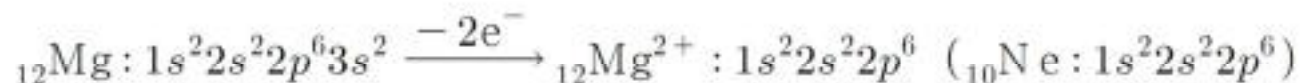
- 크롬($_{24}\text{Cr}$)에 전자들을 채우는 순서로부터, 전자 배치는 $[\text{Ar}]3d^4 4s^2$ 로 예상되지만, 실험적인 증거에 의하면, $_{24}\text{Cr}$ 은 $4s$ 오비탈에 1개의 전자만을 갖는 전자 배치 $[\text{Ar}]3d^5 4s^1$ 를 갖고 있음. 이것은 $_{24}\text{Cr}$ 은 전자 배치 $[\text{Ar}]3d^5 4s^1$ 가 더 안정함.
- 구리($_{29}\text{Cu}$)에 이르게 되면, $[\text{Ar}]3d^9 4s^2$ 의 전자 배치보다 $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^1$ 의 전자 배치를 가지며, 이 전자 배치를 가지는 것이 구리 원자의 총 에너지가 더 낮게 함.



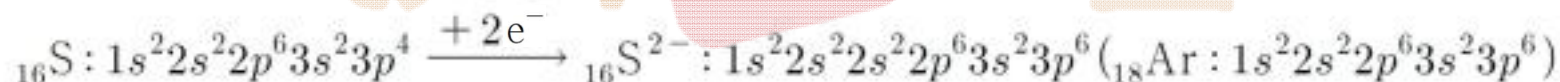
원소 기호		3d	4s	전자 배치
$_{21}\text{Sc}$	[Ar]	$\uparrow \quad \square \quad \square \quad \square \quad \square$	$\uparrow\downarrow$	$[\text{Ar}]3d^14s^2$
$_{22}\text{Ti}$	[Ar]	$\uparrow \quad \uparrow \quad \square \quad \square \quad \square$	$\uparrow\downarrow$	$[\text{Ar}]3d^24s^2$
$_{23}\text{V}$	[Ar]	$\uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \square \quad \square$	$\uparrow\downarrow$	$[\text{Ar}]3d^34s^2$
$_{24}\text{Cr}$	[Ar]	$\uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow$	$\uparrow$	$[\text{Ar}]3d^54s^1$
$_{25}\text{Mn}$	[Ar]	$\uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow$	$\uparrow\downarrow$	$[\text{Ar}]3d^54s^2$
$_{26}\text{Fe}$	[Ar]	$\uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow$	$\uparrow\downarrow$	$[\text{Ar}]3d^64s^2$
$_{27}\text{Co}$	[Ar]	$\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow$	$\uparrow\downarrow$	$[\text{Ar}]3d^74s^2$
$_{28}\text{Ni}$	[Ar]	$\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow$	$\uparrow\downarrow$	$[\text{Ar}]3d^84s^2$
$_{29}\text{Cu}$	[Ar]	$\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$
$_{30}\text{Zn}$	[Ar]	$\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$

⑨ 이온의 전자 배치

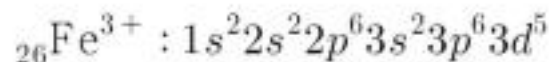
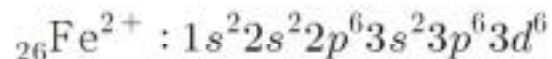
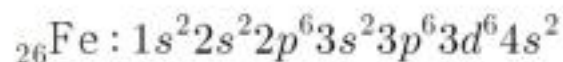
- 전형 원소 양이온의 전자 배치의 경우 중성 원자의 전자 배치에서 양이온의 전하만큼 에너지 준위가 높은 오비탈의 전자를 잃어버림. 이때 비활성기체의 전자 배치를 씀.



- 전형 원소 음이온의 전자배치의 경우 중성 원자의 전자 배치에서 음이온의 전하만큼 에너지 준위가 가장 낮은 오비탈에 전자가 들어감. 이때 비활성기체의 전자배치를 씀.

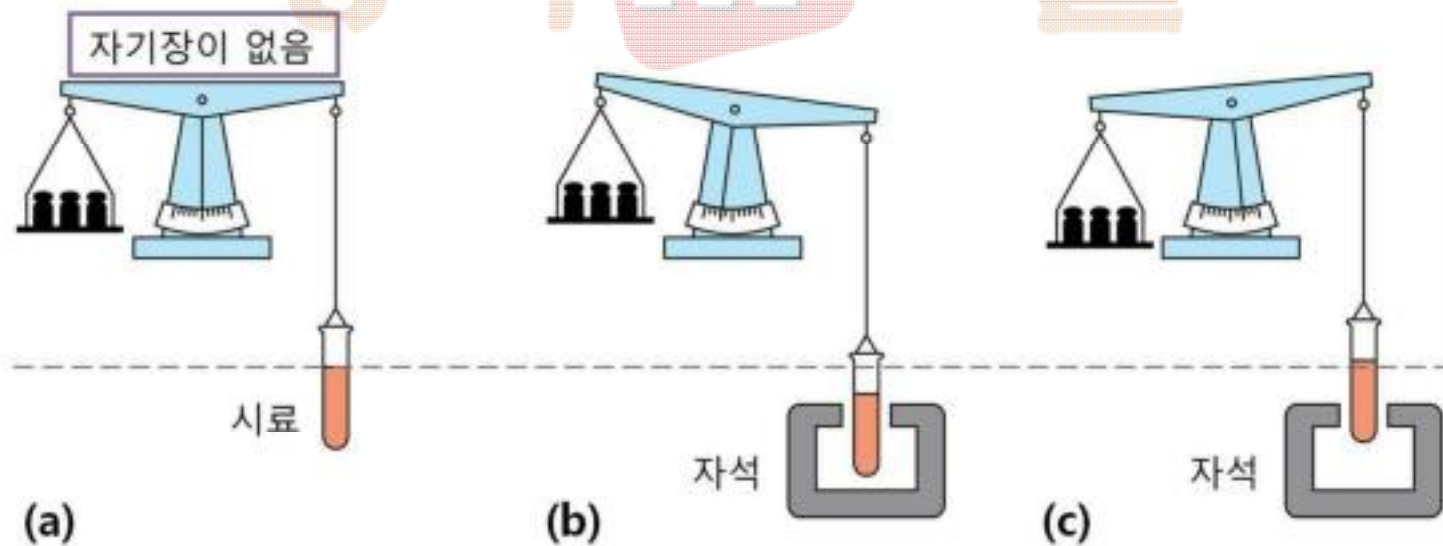


- 전이 원소는 4s 오비탈의 에너지 준위가 3d 오비탈보다 더 높음. 따라서 전이 원소의 원자가 양이온이 될 때에는 3d 오비탈의 전자를 잃기 전에 우선 4s 오비탈의 전자를 잃음.



⑩ 자기적 성질(상자기성과 반자기성)

- 홀 전자를 가진 물질은 자기장에 약하게 끌리는 상자기성을 띤다.
- 모든 전자들이 쌍을 이루는 물질은 자기장에 의해 약하게 반발하게 되는 반자기성을 띤다.
- 시료를 채운 시험관을 저울에 긴 줄로 매달아 전자석 사이에 떠 있게 하여 자기장 효과가 측정됨.
- 아래의 그림 (a)는 자기장을 걸어주기 전 시료의 위치와 질량이 결정됨.
- 그림 (b)에서 자기장이 걸리면, 상자기성 물질은 자기장에 끌림. (상자기성)
- 그림 (c)에서 자기장이 걸리면, 자기장에 의해 매우 약하게 밀림. (반자기성)





확인 문제

(p.17)

Selenium 원자의 전자배치는 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ 이다. 이 원자는 몇 족에 속하는가?

- ① 2족 ② 14족 ③ 16족 ④ 17족 ⑤ 18족

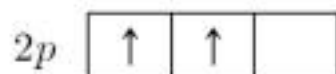
[풀이] ③, 전자배치에서 최외각 전자껍질인 4번째 전자껍질(N 전자껍질)에 들어있는 전자 수가 6개이다. 따라서 16족(산소족)원소의 하나로, 원소기호는 Se이며 1817년 J.J. 베르셀리우스가 발견하였다. 연소할 때 푸른색을 띤 빛을 낸다.



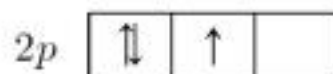
확인 문제

(p.18)

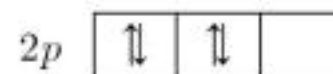
다음은 C, N, O의 전자 배치를 보고 그 해석이 틀린 것은?



C



N



O

- ① C와 N는 홀 전자를 가진다.
- ② 모두 2s 오비탈과 2p 오비탈의 에너지가 다르다.
- ③ 모두 바닥상태의 전자 배치이다.
- ④ C의 원자가전자수는 4개이다.
- ⑤ O만이 반자기성을 띈다.

- ① C와 N는 홀 전자를 가진다.
- ② 모두 $2s$ 오비탈과 $2p$ 오비탈의 에너지가 다르다.
- ③ 모두 바닥상태의 전자 배치이다.
- ④ C의 원자가전자수는 4개이다.
- ⑤ O만이 반자기성을 띈다.

[정답] ③ ; 전자 배치의 규칙은 에너지 준위가 낮은 오비탈부터 전자를 채우고 1개의 오비탈에는 전자가 2개까지만 채울 수 있으며, 에너지 준위가 같은 오비탈이 2개 이상일 경우에는 각 오비탈에 전자를 하나씩 채운 후 나머지 전자를 채워 나간다. 따라서 탄소 원자의 전자 배치는 바닥상태이고 질소와 산소 원자의 전자 배치는 들뜬 상태이다. 1개의 오비탈에 전자가 1개만 채워진 경우 그 전자를 홀 전자라고 한다. 또한, O만이 홀 전자가 존재하지 않으므로 반자기성을 띈다.

.....



확인 문제

(p.18)

다음은 어떤 원소들의 바닥상태의 전자배치를 나타낸 것이다. 이 전자배치 중 틀린 것은?

① $1s^2 2s^2$

② $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

③ $1s^2 2s^2 2p^6$

④ $1s^2 2s^2 2p^3$

⑤ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

[정답] ② ; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ 는 $_{28}\text{Ni}$ 원자의 들뜬 상태 전자 배치이며 $_{28}\text{Ni}$ 원자의 바닥 상태는 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$ 이다.

$1s^2 2s^2$ 는 $_4\text{Be}$ 의 원자의 바닥상태의 전자 배치이다.

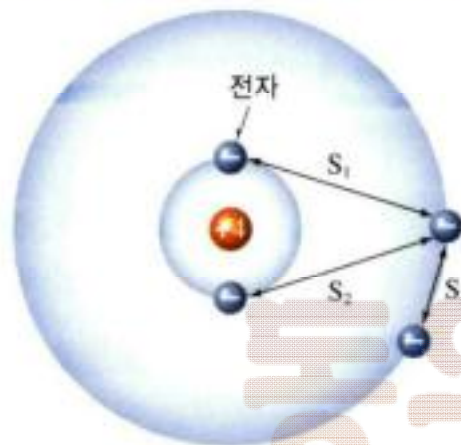
$1s^2 2s^2 2p^6$ 는 $_{10}\text{Ne}$ 의 원자의 바닥상태의 전자 배치이다.

$1s^2 2s^2 2p^3$ 는 $_7\text{N}$ 의 원자의 바닥상태의 전자 배치이다.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ 는 $_{29}\text{Cu}$ 원자의 바닥상태의 전자 배치이다.

⑤ 원소의 주기적 성질

(1) 가리움 효과, 침투 효과와 유효 핵-전하



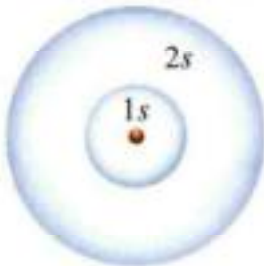
S_1, S_2 : 안쪽 껍질에 존재하는 전자에 의한 가리움 효과

S_3 : 같은 껍질에 존재하는 전자에 의한 가리움 효과

① 가리움 효과 : 많은 전자가 원자에 존재할 때 내부껍질에 있는 전자가 핵전하를 중간에서 가로 막음으로 인해 보다 바깥껍질의 전자에 미치는 핵전하가 감소하는 현상.

② 침투 효과 : 전자는 핵에 가까이 있을수록 더욱 강한 핵의 정전기적 인력을 느낌. 예를 들면 s 오비탈의 전자는 p 오비탈의 전자보다 핵에 더 가까이 있어 더 강한 핵의 정전기적 인력을 느낌.

③ 유효 핵-전하 : 어떤 전자에 작용하는 실제의 핵전하로서 그것은 가리움 효과와 침투 효과에 의해 영향을 받으며 원자 본래의 핵전하보다 작음.



2s 오비탈

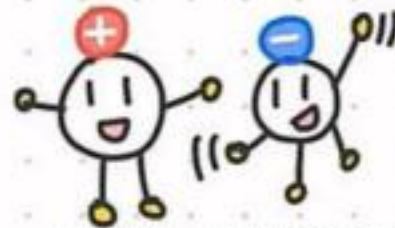
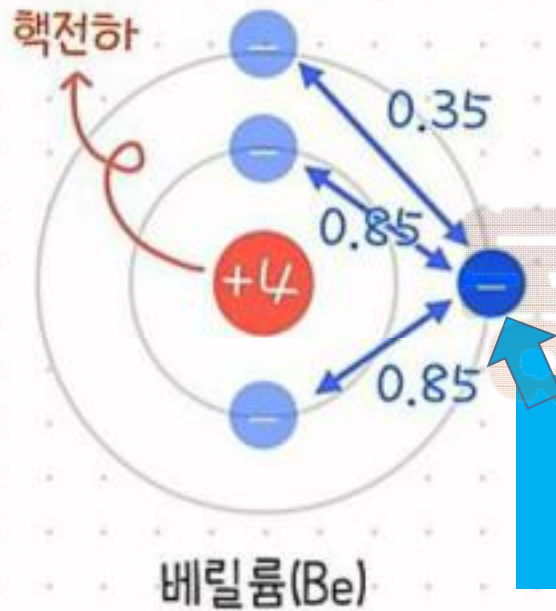


2p 오비탈

2p 전자들은 대부분 1s 전자 바깥쪽에 존재하므로 1s 전자에 의한 가리움 효과에 많이 받아 에너지 준위가 높아진다.

$$Z_{\text{유효}} = Z_{\text{실제}} - \sigma \quad (Z_{\text{유효}} : \text{유효 핵-전하}, Z_{\text{실제}} : \text{원자 번호}, \sigma : \text{가리움 상수})$$

① 유효 핵전하란?



원자핵 안쪽 껍질 전자



원자가 전자

너무 멀어

"가려막기 효과" (shielding effect)

= 가려움 효과

전자 간의 반발력이 작용하여 전자가 느끼는 핵전하가 작아진다

$$\text{유효 핵전하}(Z_{\text{eff}}) = \text{핵전하}(Z) - \text{가려막기 상수} = 1.95$$

+4 (0.35 + 0.85x2)

Slater의 규칙

같은 껍질 = 0.35
안쪽 껍질 = 0.85
더 안쪽 껍질 = 1



심화 내용

Slater 규칙

가리움 효과의 정도를 추산하기 위하여, Slater는 한 세트의 경험 규칙을 제안하였다. 이 규칙은 여러 전자들의 평균적 거동을 기초로 하여 간단하게 만든 것이다. 비록 Slater 규칙에 의하여 추산된 전자의 에너지는 때로는 정확하지 않지만, 이것에 의하여 간단히 추정할 수 있고, 또한 원자의 크기와 전기음성도와 같은 관계있는 토픽을 이해하는 유용하다.

np 또는 ns 오비탈에 있는 전자의 가리움 상수를 계산하려면 다음과 같다.

① 원소의 전자배치를 다음 순서와 그룹별로 적는다.

$(1s) (2s, 2p) (3s, 3p) (3d) (4s, 4p) (4d) (4f) (5s, 5p) \dots$

② (ns, np) 그룹의 오른쪽에 있는 그룹의 전자는 가리움 상수에 전혀 기여하지 않는다.

③ (ns, np) 그룹에 있는 기타의 모든 전자는 각각 0.35의 정도로 원자가 전자를 가리운다.

④ $n-1$ 껍질에 있는 모든 전자는 각각 0.85의 정도로 가리운다.

⑤ $n-2$ 또는 보다 낮은 껍질에 있는 모든 전자는 완전히 가리운다. 즉 각각 1.00의 기여를 한다.