

제8장

전자 배치와 화학적 주기성

8.1 다전자 원자의 특징

8.2 양자역학적 모형과 주기율표

8.3 세 가지 원자 성질의 경향성

8.4 원자 성질과 화학 반응성



8.1 다전자 원자의 특징

표 7.2 원자 궤도함수에 대한 양자수의 체계

이름, 기호(성질)	허용된 값	양자수
주양자수, n (크기, 에너지)	양의 정수 (1, 2, 3, ...)	
각운동량 양자수, l (모양)	0부터 $n-1$ 까지 정수	
자기 양자수, m_l (배향)	$-l, 0, +l$ 까지 정수	

➤ 다전자 원자의 경우

- 1) 네 번째 양자수의 필요성
- 2) 궤도를 채울 수 있는 전자의 수
- 3) 에너지 준위의 부준위로의 갈라짐



그림 8.1 전자 스핀의 효과.

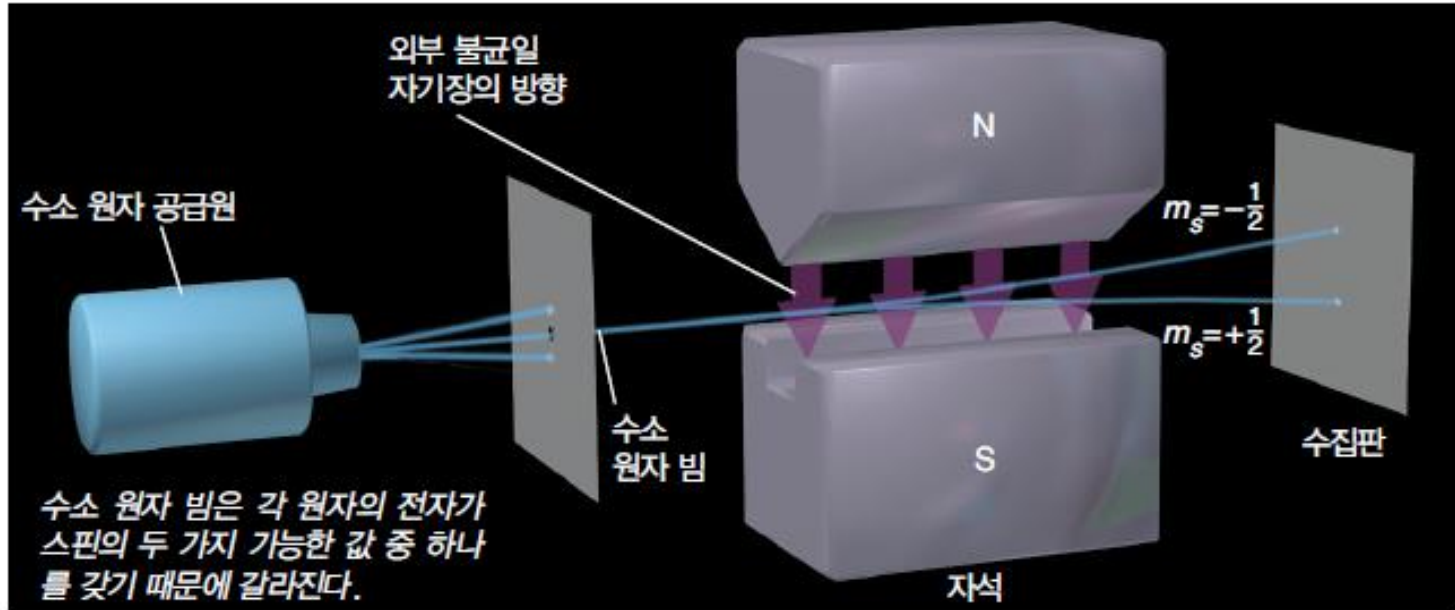


표 8.1 원자에 있는 전자들의 양자수의 요약

이름	기호	허용 값	성질
주양자수	n	양의 정수(1, 2, 3, ...)	궤도함수 에너지(크기)
부양자수	l	0부터 $n - 1$ 까지의 정수	궤도함수 모양(l 값 0, 1, 2, 3은 각각 s, p, d, f 궤도함수에 해당한다.)
자기 양자수	m_l	$-l$ 부터 $+l$ 까지의 정수	궤도함수 배향
스핀 양자수	m_s	$+\frac{1}{2}$ 혹은 $-\frac{1}{2}$	e^- 스핀의 방향

➤ 배타 원리 : 같은 원자의 두 전자는 같은 네 가지 양자수를 가질 수 없다.

➤ 에너지 준위의 차이(2s와 2p의 에너지가 다른 원인)?

1> 핵전하

2> 전자 반발력

3> 궤도함수의 모양(거리에 따른 확률분포)

→ 가려막기(가리움 shielding)과 침투(penetration) 효과 발생

➤ 궤도 함수 에너지에 대한 핵전하(Z)의 영향

: 핵전하가 크면 핵-전자 인력의 증가로

궤도함수 에너지 낮아짐

➤ 가려막기(가리움) : 궤도 함수 에너지에 대한
전자 반발력의 효과

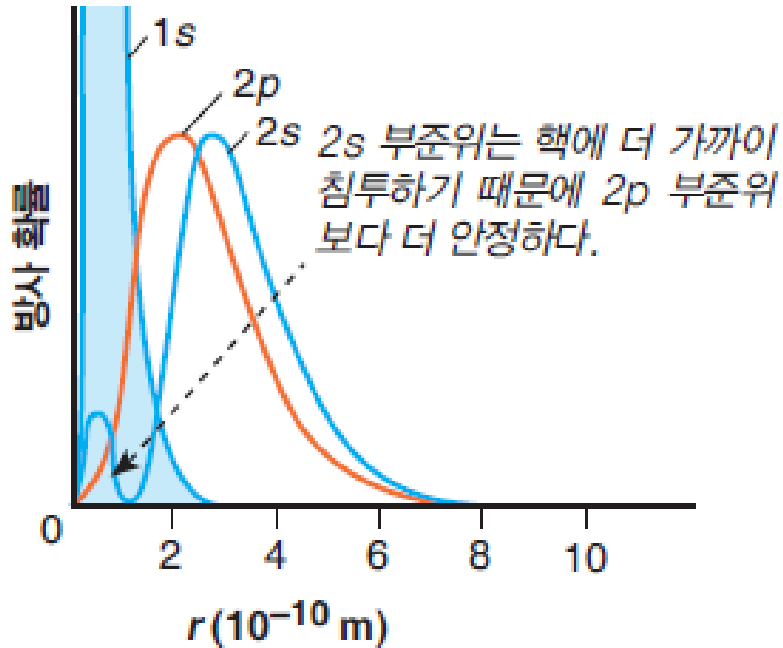
: 총 핵전하를 전자가 실제로 경험하는 핵전하인
유효 핵 전하(Z_{eff})로 낮춤

➤ 침투 : 궤도 함수 에너지에 대한
전자 궤도 모양의 효과



그림 8.2

침투와 부준위 에너지.



➤ 침투 : 궤도 함수 에너지에 대한 전자 궤도 모양의 효과

궤도함수의 모양은 핵에 가까이 침투한 궤도의 전자에 기인한다.

침투는 핵 인력을 증가시키고 가리움 효과를 감소시킨다.

부준위 에너지의 순서: $s < p < d < f$



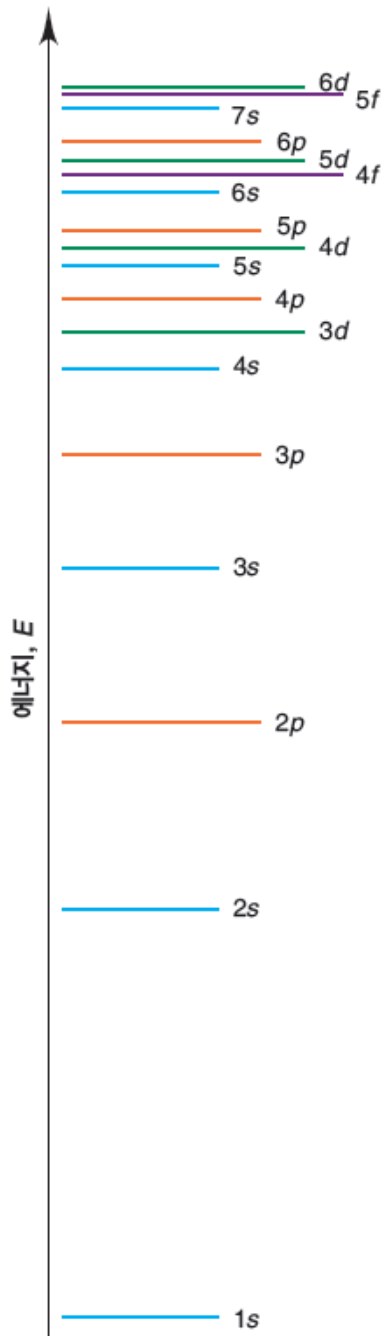


그림 8.3

전자로 에너지 부준위를 채우는 순서.

일반적으로 부준위의 에너지는

n 의 증가 ($1 < 2 < 3$, 등.)와

l 의 증가($s < p < d < f$)에 따라 증가한다.

n 이 증가하면서 일부 부준위는 겹친다.

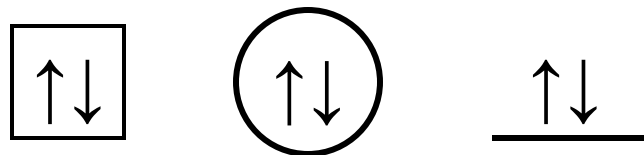


전자 배치와 궤도함수 그림

전자 배치는 다음과 같이 표시된다 :

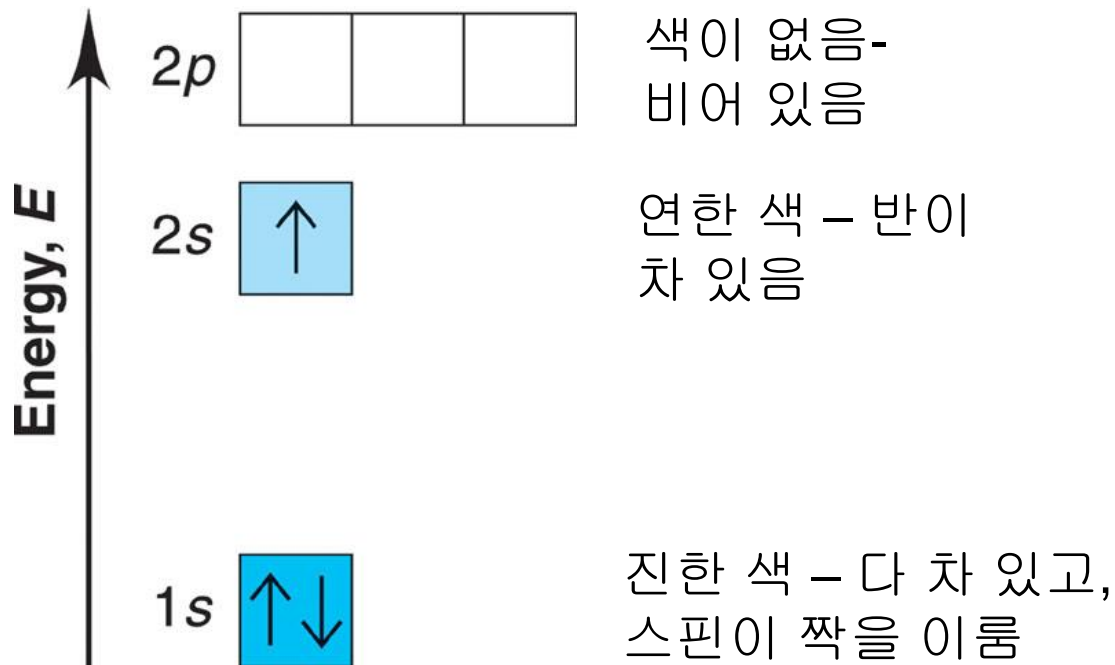
nl ← # ← # 부준위의 전자수
 ← s, p, d, f 등

에너지 준위의 각 궤도함수의 그림은 상자, 원형, 선으로 표현된다. 화살표는 전자와 전자의 스핀을 표현한다.



8.2 양자 역학적 모형과 주기율표

- ▶ 전자 배치(electron configuration) : 원자 궤도함수 내에서 전자들의 분포
- ▶ 쌓음 원리 (aufbau principle) : 가장 낮은 에너지 궤도 함수에 전자 배치
- ▶ 훈트의 규칙(Hund's rule) : 같은 에너지의 궤도함수가 여러 개이면 가장 낮은 에너지를 주는 전자배치는 평행한 스핀을 갖는 홀전자 수를 최대로
- ▶ 관례상 ↑를 +1/2 로, ↓를 -1/2로

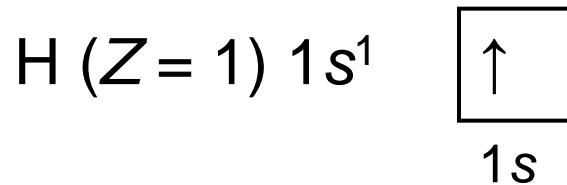


Li 바닥 상태의 수직 궤도함수 도표.

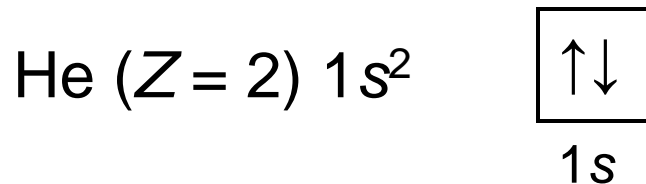


궤도함수 그림

쌓음 원리(aufbau principle) : 전자는 항상 가장 낮은 에너지 수준위부터 채워진다.

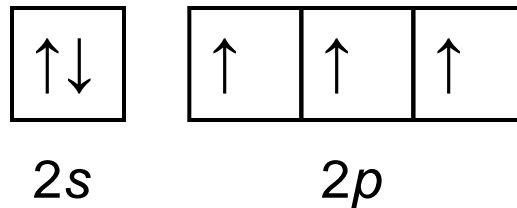
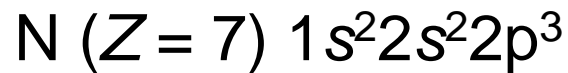


배타 원리 : 각 궤도함수는 최대 두 개의 전자를 포함할 수 있고 그 전자들은 반대 방향의 스핀을 가져야 한다.



궤도함수 그림

훈트의 법칙 : 같은 에너지 준위의 궤도함수가 존재할 때, 가장 낮은 에너지는 평행한 홀 전자수가 많은 전자 배열일 때 안정하다.

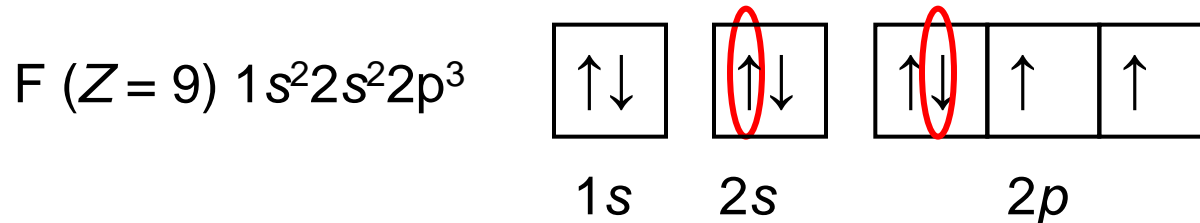


예제 8.1

궤도함수 그림에서 양자수 결정하기

문제: F 원자의 세 번째와 여덟 번째 전자의 양자수들을 써라.

풀이:



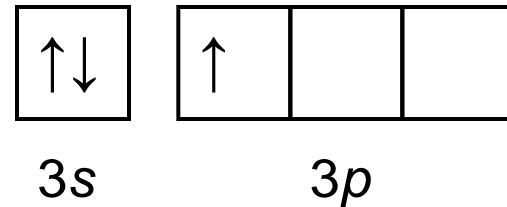
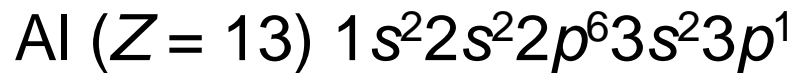
세번째 전자: $n = 2, l = 0, m_l = 0, m_s = +1/2$

여덟번째 전자: $n = 2, l = 1, m_l = -1, m_s = -1/2$



부분 궤도함수 도표와 전자 배치

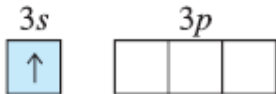







부분 궤도함수 그림은 전자로 채워진 가장 높은 에너지의 부준위만 나타낸다.



축약 바닥 상태 전자 배치는 괄호 안에 비활성기체를 나타낸다.



표 8.2 3주기 원소들의 부분적인 궤도함수 그림과 전자 배치*

원자 번호	원소	부분적인 궤도함수 그림 (3s와 3p 부준위만)	전체 전자 배치 [†]	축약된 전자 배치
11	Na	$3s$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^1$
12	Mg		$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2$	$[\text{Ne}] 3s^2$
13	Al		$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^1$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
14	Si		$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
15	P		$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^3$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
16	S		$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
17	Cl		$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
18	Ar		$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^6$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$

* 색칠한 형태는 마지막 전자가 추가된 부준위를 나타낸다.

[†] 전체 전자 배치는 보통 대괄호로 표시하지 않는다, 그것들은 여기에 어떻게 [Ne] 표시가 나타나는가를 보이기 위해 포함되었다.



전자 배치 및 족

주기율표의 같은 족에 위치한 원소는 동일한 최외각 전자 배치를 갖는다.

주기율표의 같은 족에 위치한 원소는 유사한 화학적 행동을 나타낸다.

비슷한 최외각 전자 배치는 유사한 화학적 행동과 관련이 있다.



그림 8.4 처음 세 주기의 축약된 전자 배치.

		1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
주기	1	1 H $1s^1$							2 He $1s^2$
	2	3 Li [He] $2s^1$	4 Be [He] $2s^2$	5 B [He] $2s^2 2p^1$	6 C [He] $2s^2 2p^2$	7 N [He] $2s^2 2p^3$	8 O [He] $2s^2 2p^4$	9 F [He] $2s^2 2p^5$	10 Ne [He] $2s^2 2p^6$
	3	11 Na [Ne] $3s^1$	12 Mg [Ne] $3s^2$	13 Al [Ne] $3s^2 3p^1$	14 Si [Ne] $3s^2 3p^2$	15 P [Ne] $3s^2 3p^3$	16 S [Ne] $3s^2 3p^4$	17 Cl [Ne] $3s^2 3p^5$	18 Ar [Ne] $3s^2 3p^6$



표 8.3 4주기 원소들의 부분적인 궤도함수 그림과 전자 배치*

원자 번호	원소	부분적인 궤도함수 그림(4s, 3d, 4p 부준위만)			전체 전자 배치	축약된 전자 배치
		4s	3d	4p		
19	K	↑	□ □ □ □ □	□ □ □	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	[Ar] $4s^1$
20	Ca	↑↓	□ □ □ □ □	□ □ □	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	[Ar] $4s^2$
21	Sc	↑↓	↑ □ □ □ □	□ □ □	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$	[Ar] $4s^2 3d^1$
22	Ti	↑↓	↑ ↑ □ □ □	□ □ □	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	[Ar] $4s^2 3d^2$
23	V	↑↓	↑ ↑ ↑ □ □	□ □ □	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$	[Ar] $4s^2 3d^3$
24	Cr	↑	↑ ↑ ↑ ↑ ↑	□ □ □	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$	[Ar] $4s^1 3d^5$
25	Mn	↑↓	↑ ↑ ↑ ↑ ↑	□ □ □	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$	[Ar] $4s^2 3d^5$
26	Fe	↑↓	↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑	□ □ □	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	[Ar] $4s^2 3d^6$
27	Co	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑	□ □ □	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$	[Ar] $4s^2 3d^7$
28	Ni	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑	□ □ □	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$	[Ar] $4s^2 3d^8$
29	Cu	↑	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	□ □ □	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	[Ar] $4s^1 3d^{10}$
30	Zn	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	□ □ □	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	[Ar] $4s^2 3d^{10}$
31	Ga	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑ □ □	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^1$
32	Ge	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑ ↑ □	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^2$
33	As	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑ ↑ ↑	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^3$
34	Se	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑ ↑	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^4$
35	Br	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^5$
36	Kr	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^6$

*색갈로 된 글씨는 마지막 전자가 첨가될 때 점유도가 변하는 부준위(들)을 나타낸다.

그림 8.5

부분적 바닥 상태 전자 배치의 주기율표.

		주족 원소 (s 구역)										주족 원소 (p 구역)											
		1A (1) ns^1										8A (18) ns^2np^6											
주기 번호: 최대 점유 에너지 준위	1	1 H $1s^1$											2 He $1s^2$										
	2	3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$	전이 원소 (d 구역)										5 B $2s^22p^1$	6 C $2s^22p^2$	7 N $2s^22p^3$	8 O $2s^22p^4$	9 F $2s^22p^5$	10 Ne $2s^22p^6$				
	3	11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$	전이 원소 (d 구역)										13 Al $3s^23p^1$	14 Si $3s^23p^2$	15 P $3s^23p^3$	16 S $3s^23p^4$	17 Cl $3s^23p^5$	18 Ar $3s^23p^6$				
	4	19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $4s^23d^1$	22 Ti $4s^23d^2$	23 V $4s^23d^3$	24 Cr $4s^13d^5$	25 Mn $4s^23d^5$	26 Fe $4s^23d^6$	27 Co $4s^23d^7$	28 Ni $4s^23d^8$	29 Cu $4s^13d^{10}$	30 Zn $4s^23d^{10}$	31 Ga $4s^24p^1$	32 Ge $4s^24p^2$	33 As $4s^24p^3$	34 Se $4s^24p^4$	35 Br $4s^24p^5$	36 Kr $4s^24p^6$				
	5	37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $5s^24d^1$	40 Zr $5s^24d^2$	41 Nb $5s^14d^4$	42 Mo $5s^14d^5$	43 Tc $5s^24d^5$	44 Ru $5s^14d^7$	45 Rh $5s^14d^8$	46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $5s^14d^{10}$	48 Cd $5s^24d^{10}$	49 In $5s^25p^1$	50 Sn $5s^25p^2$	51 Sb $5s^25p^3$	52 Te $5s^25p^4$	53 I $5s^25p^5$	54 Xe $5s^25p^6$				
	6	55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57 La* $6s^25d^1$	72 Hf $6s^25d^2$	73 Ta $6s^25d^3$	74 W $6s^25d^4$	75 Re $6s^25d^5$	76 Os $6s^25d^6$	77 Ir $6s^25d^7$	78 Pt $6s^15d^9$	79 Au $6s^15d^{10}$	80 Hg $6s^25d^{10}$	81 Tl $6s^26p^1$	82 Pb $6s^26p^2$	83 Bi $6s^26p^3$	84 Po $6s^26p^4$	85 At $6s^26p^5$	86 Rn $6s^26p^6$				
	7	87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89 Ac** $7s^26d^1$	104 Rf $7s^26d^2$	105 Db $7s^26d^3$	106 Sg $7s^26d^4$	107 Bh $7s^26d^5$	108 Hs $7s^26d^6$	109 Mt $7s^26d^7$	110 Ds $7s^26d^8$	111 Rg $7s^26d^9$	112 Cn $7s^26d^{10}$	113 $7s^27p^1$	114 $7s^27p^2$	115 $7s^27p^3$	116 $7s^27p^4$						
		내부 전이 원소 (f 구역)																					
6	*란타넘족 원소	58 Ce $6s^24f^15d^1$	59 Pr $6s^24f^3$	60 Nd $6s^24f^4$	61 Pm $6s^24f^5$	62 Sm $6s^24f^6$	63 Eu $6s^24f^7$	64 Gd $6s^24f^75d^1$	65 Tb $6s^24f^9$	66 Dy $6s^24f^{10}$	67 Ho $6s^24f^{11}$	68 Er $6s^24f^{12}$	69 Tm $6s^24f^{13}$	70 Yb $6s^24f^{14}$	71 Lu $6s^24f^{14}5d^1$								
7	**악티늄족 원소	90 Th $7s^26d^2$	91 Pa $7s^25f^26d^1$	92 U $7s^25f^36d^1$	93 Np $7s^25f^46d^1$	94 Pu $7s^25f^6$	95 Am $7s^25f^7$	96 Cm $7s^25f^76d^1$	97 Bk $7s^25f^9$	98 Cf $7s^25f^{10}$	99 Es $7s^25f^{11}$	100 Fm $7s^25f^{12}$	101 Md $7s^25f^{13}$	102 No $7s^25f^{14}$	103 Lr $7s^25f^{14}6d^1$								



➤ 4s가 3d 보다 먼저 채워짐 : 가리움과 침투 효과

➤ 전이금속의 예외적인 전자 채움 : Cr, Cu

➤ 전자 배치의 일반 원리

1> 같은 족의 유사한 외부 전자 배치

2> 궤도함수를 채우는 순서 : 에너지가 낮은 궤도부터 차례대로

3> 전자의 범주

: 핵심부 전자(core electron), 최외각 전자(외부전자outer shell electron), 원자가 전자(valence electron)

➤ 주양자수(n)의 제곱 : 그 에너지 준위의 궤도 함수 총수

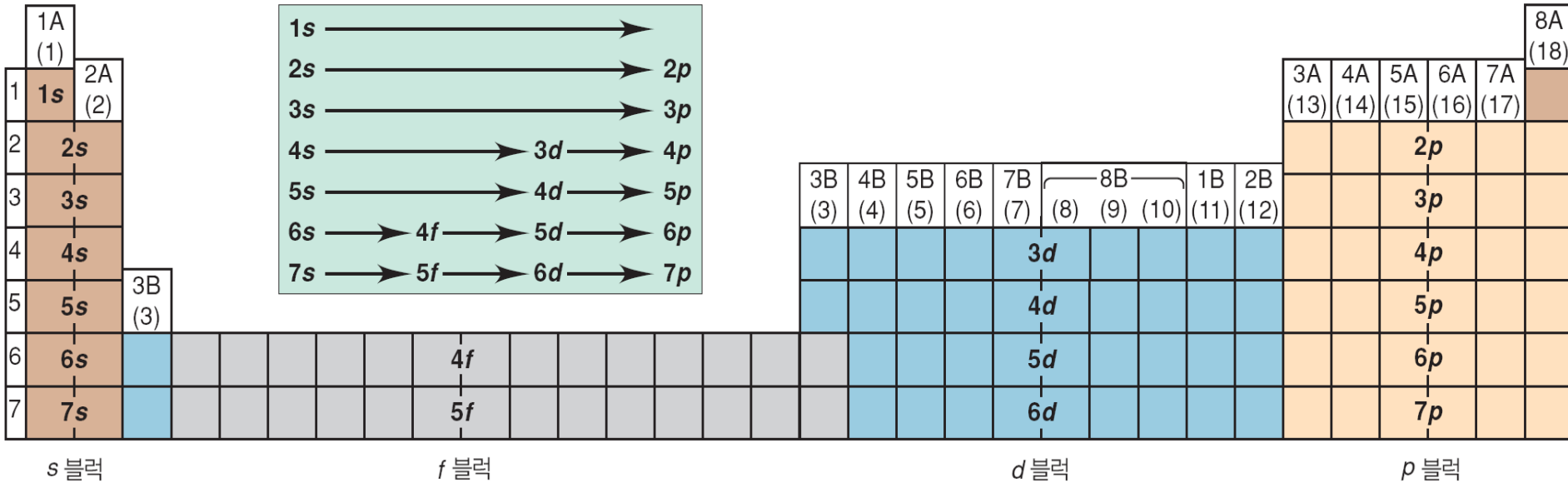
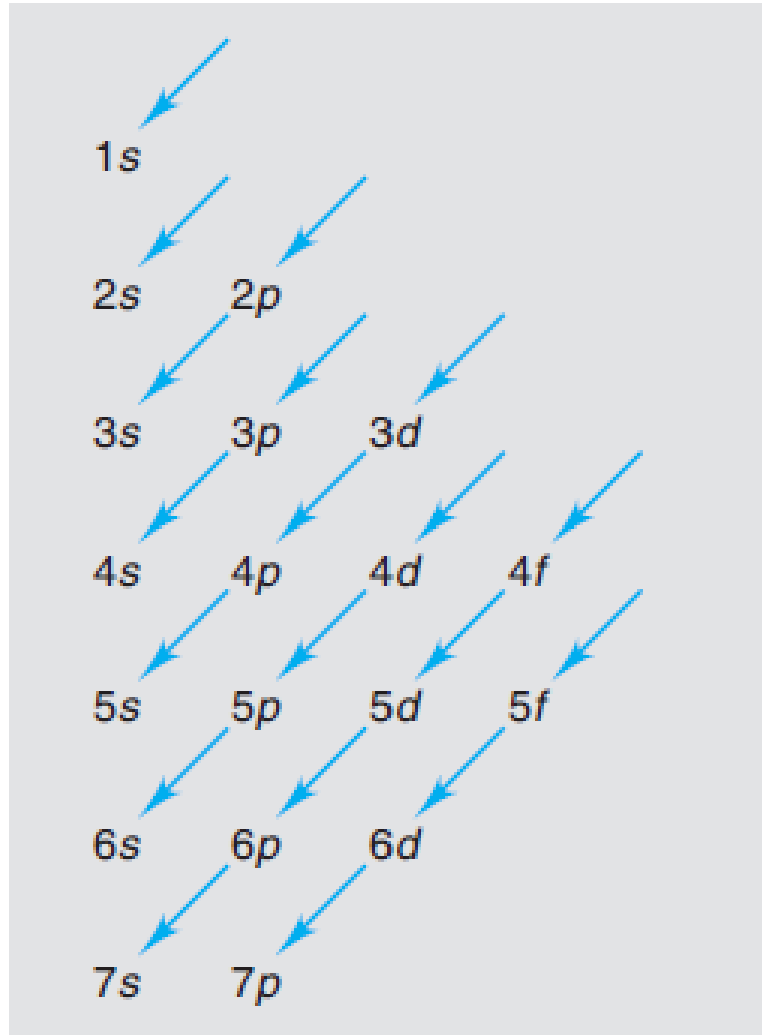


그림 8.6

궤도함수 채우기와 주기율표 사이의 관계.



부준위를 채우는 순서 기억하기.



n 값은 가로로 상수이다.

l 값은 세로로 상수이다.

$n + l$ 값은 대각선으로 상수이다.



전자의 분류

내부 전자는 바로 전의 비활성기체와 같은 전자배치를 가지고 완료된 전이원소 계열을 가진다.

외각 전자는 높은 에너지 레벨(최고 n 값)에 해당한다.

원자가 전자는 화합물의 형성에 참여하는 전자

전형 원소의 원자가 전자는 가장 외부의 전자이다.

전이 원소의 원자가 전자는 가장 외부의 전자와 $(n-1)d$ 전자를 포함한다.



예제 8.2

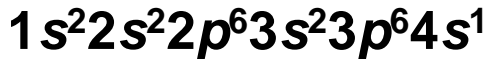
전자 배치 결정하기

문제: 주기율표(그림 8.5나 표 8.3이 아닌)를 사용하고 규칙적인 채움 형태를 가정하여, 다음 원소들에 대한 전체와 축약된 전자 배치, 원자가 전자만 보여주는 부분적 궤도함수 그림, 내부 전자의 수를 써라:

- (a) 포타슘 (K; $Z = 19$) (b) 테크네튬 (Tc; $Z = 43$) (c) 납 (Pb; $Z = 82$)

풀이: (a) K ($Z = 19$)에 대해서

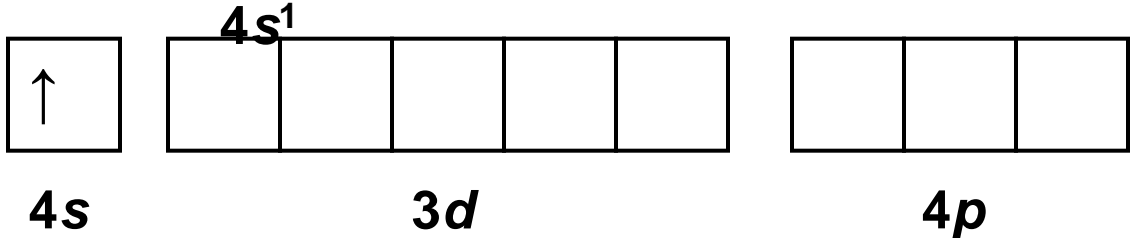
전체 전자배치



축약 전자배치



부분궤도함수 도표



18개의 내부 전자.



예제 8.2

(b) Tc ($Z = 43$)에 대해서

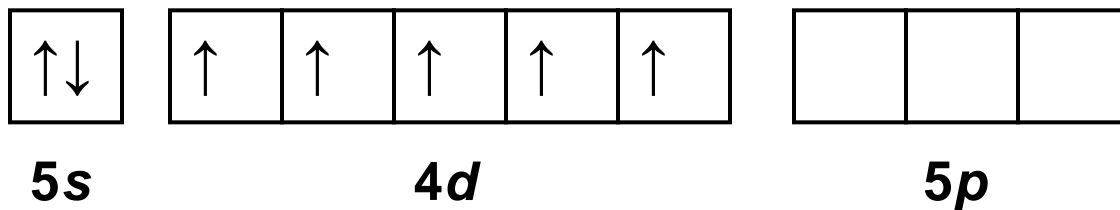
전체 전자배치



축약 전자배치



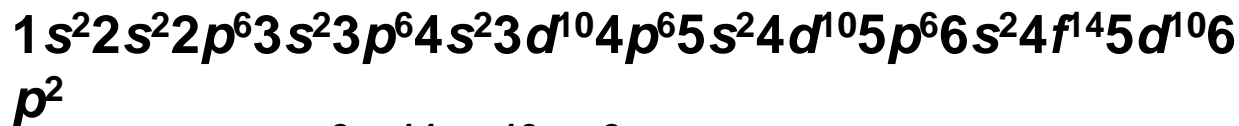
부분 궤도함수 도표



36개의 내부 전자.

(c) Pb ($Z = 82$)에 대하여

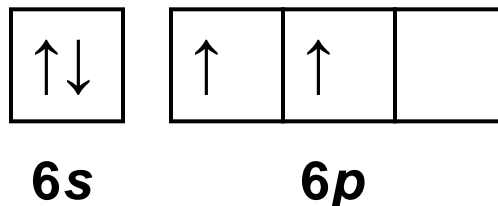
전체 전자배치



축약 전자배치



부분 궤도함수 도표



78개의 내부 전자.



8.3 세가지 원자 성질의 경향성

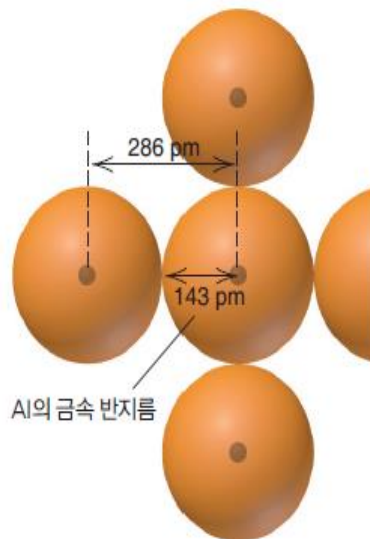
원자 크기

1> 금속이나 단원자분자 :
인접한 원자의 핵간 거리의 반

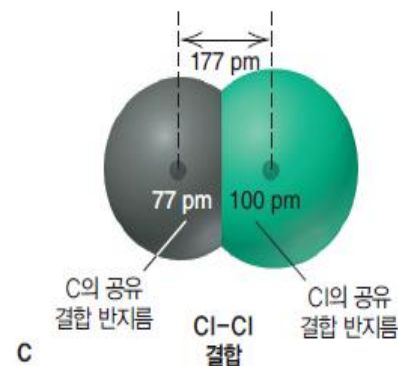
2> 공유결합 분자 :

공유결합반지름

(공유 결합한 원자들의 핵간
거리의 반)



A

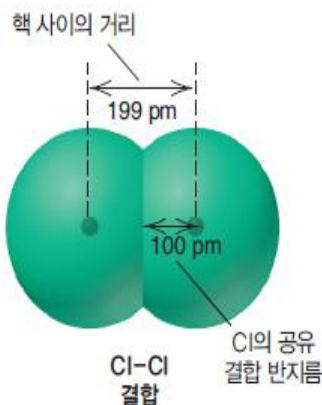


C

원자 크기의 경향

1> 족에서는 주양자수가 우세
(아래로 갈수록 원자 크기
증가)

2> 주기에서는 유효핵전하가
우세(오른쪽으로 갈수록 원자
크기 감소)



B



그림 8.8

주족과 전이 원소의 원자 반지름.

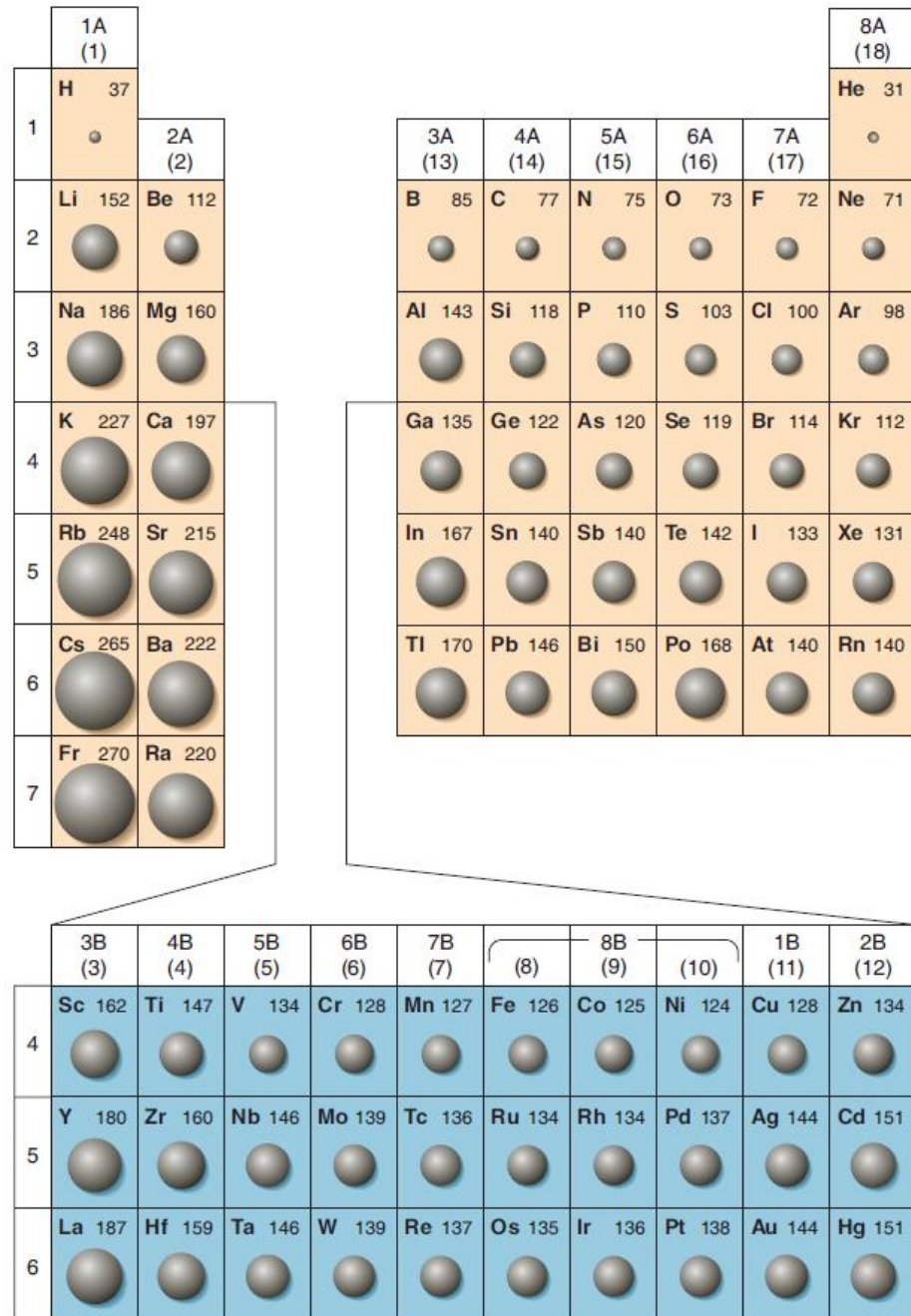
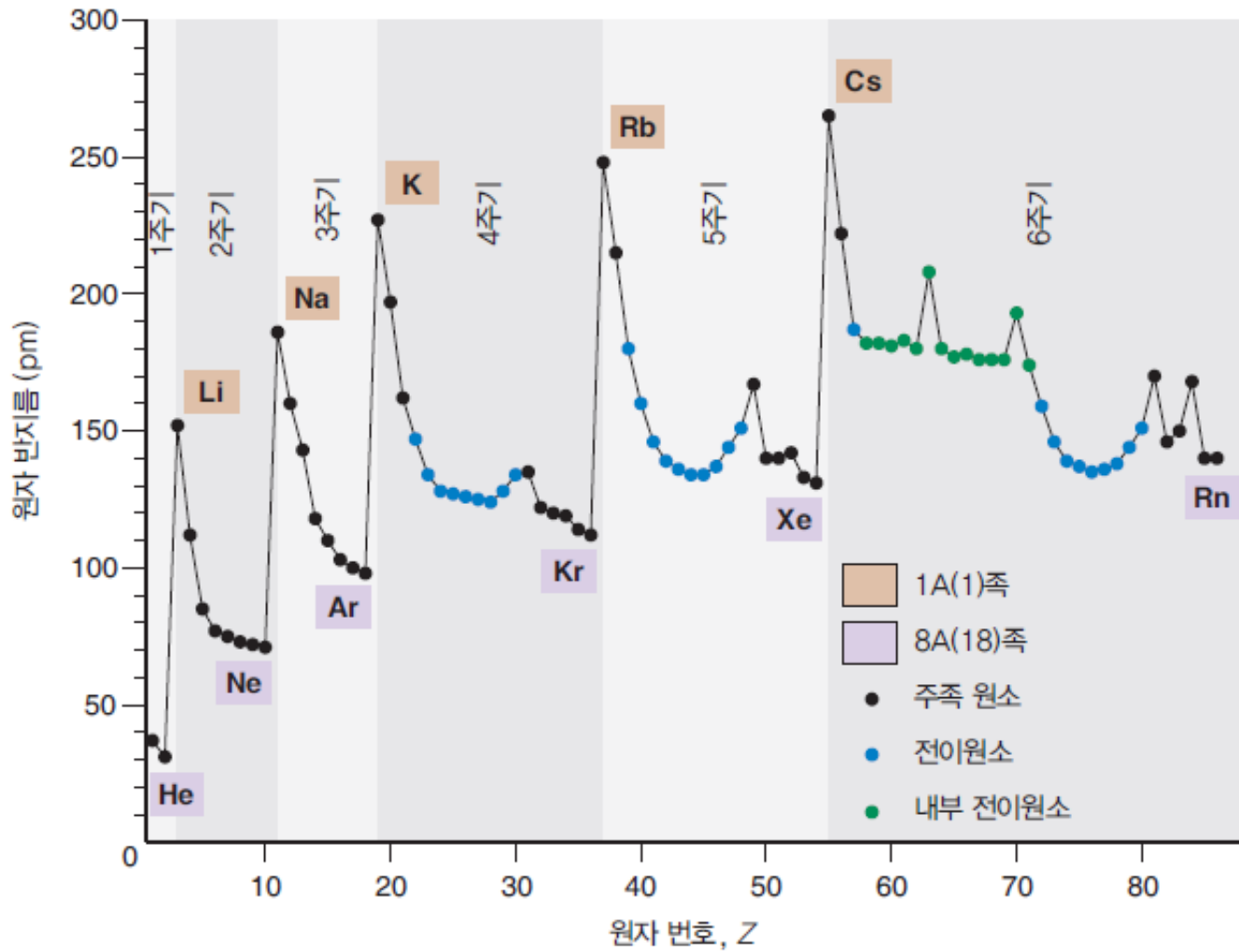


그림 8.9 원자 반지름의 주기성.



예제 8.3

원자 크기로 원소 정렬하기

문제: 주기율표만 사용하여(그림 8.8을 보지 말고), 원자 크기가 감소하는 순서대로 각 주족 원소의 집단들을 정렬하라.

(a) Ca, Mg, Sr

(b) K, Ga, Ca

(c) Br, Rb, Kr

(d) Sr, Ca, Rb

계획: 주족 원소들은 족에서 아래로 내려갈수록 크기가 커지고, 주기에서 오른쪽으로 갈수록 크기가 작아진다.



예제 8.3

플이:

(a) Sr > Ca > Mg

이들은 2A(2)족에 속하고, 족에서 위로 올라갈수록 크기가 작아진다.

(b) K > Ca > Ga

이들은 4주기에 속하고, 크기는 주기에서 오른쪽으로 갈수록 작아진다.

(c) Rb > Br > Kr

Rb 는 에너지가 높고 가장 왼쪽으로 있다. Br은 4주기에서 Kr 보다 왼쪽에 있다.

(d) Rb > Sr > Ca

Ca는 Rb 와 Sr 보다 한 단계 에너지가 낮다. Rb는 Sr과 같은 주기지만 왼쪽에 있다.



➤ 이온화 에너지의 경향

- 이온화에너지 : 1mol의 기체 원자나 이온으로부터 1mol의 전자를 완전히 제거하는데 필요한 에너지(kJ, 항상 양수)
- 1차 이온화 에너지 : 주기가 작을수록, 족이 커질수록 증가
- Be vs B, N vs O의 반전 : 전자부껍질의 증거
- 이온화 에너지의 급격한 증가 : 최외각전자수 예측 가능

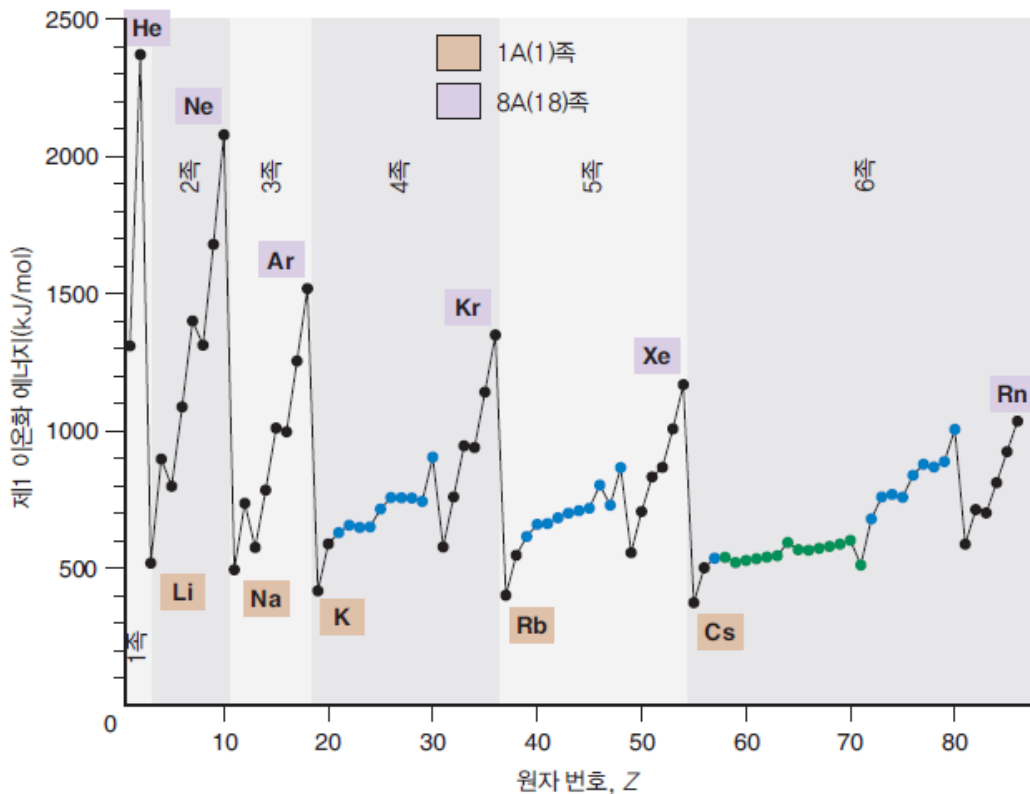
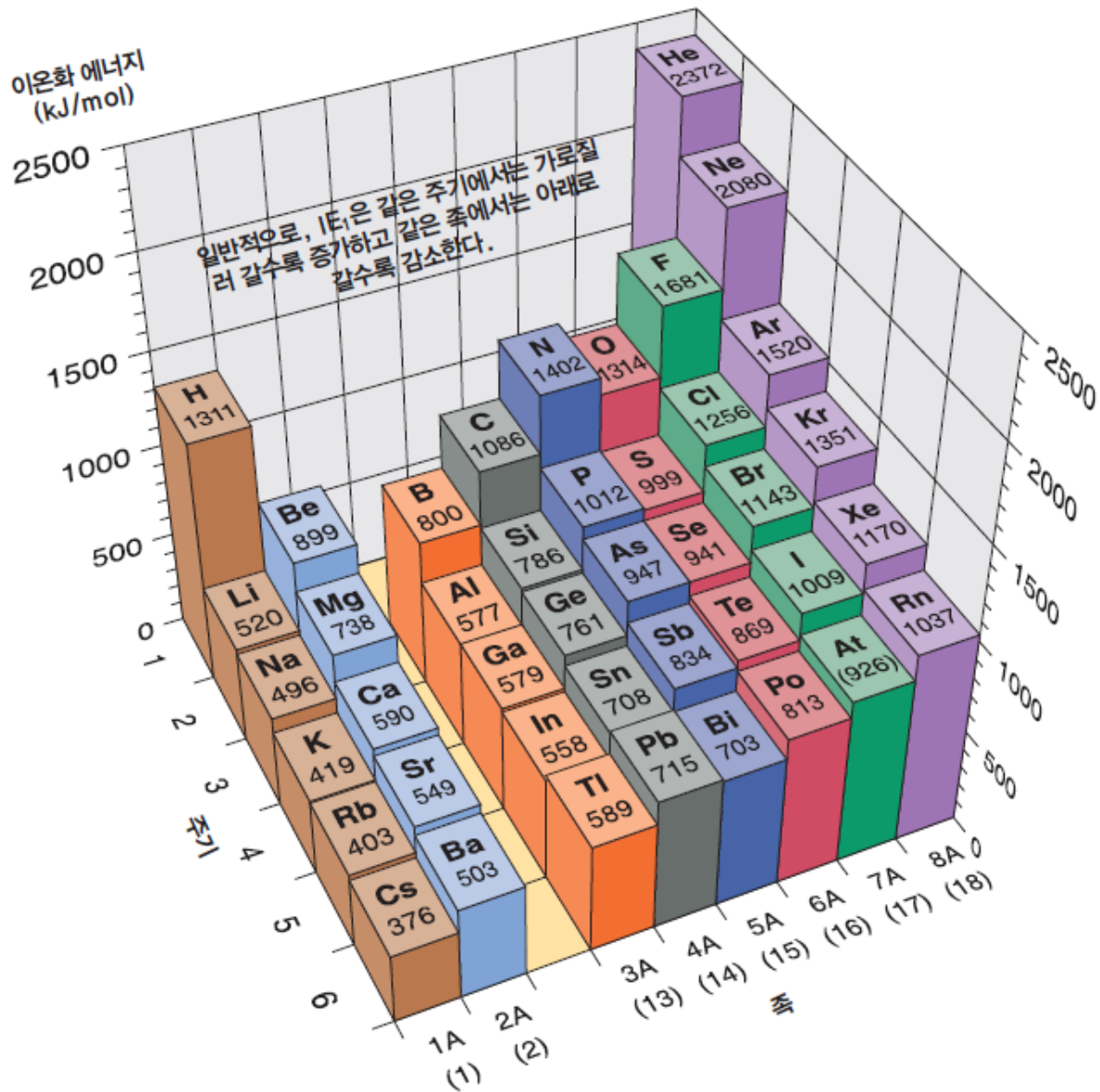


그림 8.10

제1차 이온화 에너지(IE₁)의 주기성.

그림 8.11 주족 원소들의 제1차 이온화 에너지.



예제 8.4

제1차 이온화 에너지로 원소 배열하기

문제: 주기율표만 사용하여 다음 원소들의 IE_1 가 감소하는 순서대로 배열하라:

(a) Kr, He, Ar (b) Sb, Te, Sn (c) K, Ca, Rb (d) I, Xe, Cs

풀이:

(a) $He > Ar > Kr$

이 셋은 모두 8A(18)족이고 족에서 아래로 갈수록 IE 는 감소한다.

(b) $Te > Sb > Sn$

이 셋은 모두 5주기이고 IE_1 는 주기에서 오른쪽으로 갈수록 증가한다.

(c) $Ca > K > Rb$

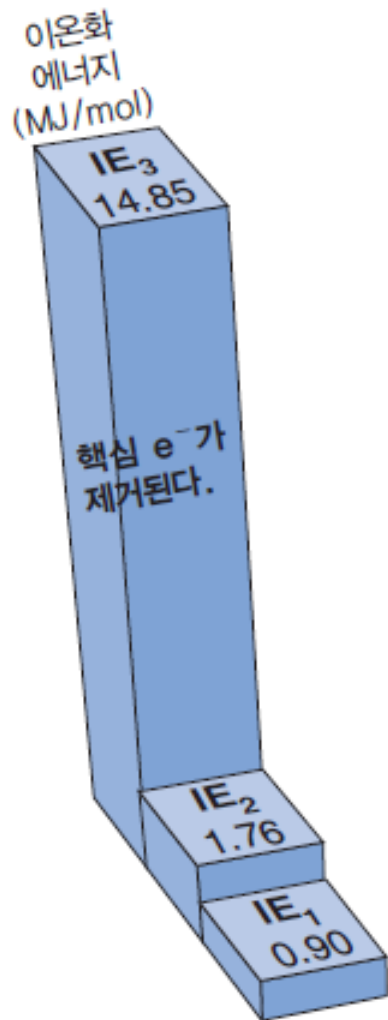
Ca는 K의 오른쪽이다; Rb는 K의 아래다.

(d) $Xe > I > Cs$

I는 Xe의 왼쪽이고 Cs는 더 왼쪽 아래에 있다.



그림 8.12 베릴륨의 처음 세 이온화 에너지.



베릴륨은 두 개의 원자가 전자를 가지고 있다. 그래서 IE₃는 IE₂보다 훨씬 크다.



표 8.4 리튬부터 소듐까지의 원소들의 순차적 이온화 에너지

Z	원소	원자가 전자수	이온화 에너지(MJ/mol)*													
			IE ₁	IE ₂	IE ₃	IE ₄	IE ₅	IE ₆	IE ₇	IE ₈	IE ₉	IE ₁₀				
3	Li	1	0.52	7.30	11.81											
4	Be	2	0.90	1.76	14.85	21.01										
5	B	3	0.80	2.43	3.66	25.02	32.82									
6	C	4	1.09	2.35	4.62	6.22	37.83	47.28								
7	N	5	1.40	2.86	4.58	7.48	9.44	53.27	64.36							
8	O	6	1.31	3.39	5.30	7.47	10.98	13.33	71.33	84.08						
9	F	7	1.68	3.37	6.05	8.41	11.02	15.16	17.87	92.04	106.43					
10	Ne	8	2.08	3.95	6.12	9.37	12.18	15.24	20.00	23.07	115.38	131.43				
11	Na	1	0.50	4.56	6.91	9.54	13.35	16.61	20.11	25.49	28.93	141.37				

* MJ/mol, 또는 몰당 메가줄 = 10³ kJ/mol



예제 8.5**연속된 이온화 에너지로부터 원소 확인하기**

문제: 다음과 같은 이온화 에너지(kJ/mol 단위)를 갖는 3주기 원소를 지적하고 전자 배치를 써라:

IE_1	IE_2	IE_3	IE_4	IE_5	IE_6
1012	1903	2910	4956	6278	22,230

풀이:

IE_5 , 다음에 예외적으로 크게 증가하므로, 5번째 원자가 전자가 제거된 것이다. 원자가 전자가 5개인 것은 원자가 배치가 $3s^23p^3$ 임을 뜻하며 원소는 인, P ($Z = 15$)이다.

전체 전자 배치는 $1s^22s^22p^63s^23p^3$.



▶ 전자친화도의 경향

- 전자친화도 : 1mol의 전자를 1mol의 기체 원자나 이온에 더하는데 수반되는 에너지(kJ)
- 1차 전자친화도 : 대부분 음수
- 2차 전자친화도 : 항상 양수 (정전기적 반발력을 극복해야 하므로)

1A (1)							8A (18)
H -72.8	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	He (0.0)
Li -59.6	Be ≤0	B -26.7	C -122	N +7	O -141	F -328	Ne (+29)
Na -52.9	Mg ≤0	Al -42.5	Si -134	P -72.0	S -200	Cl -349	Ar (+35)
K -48.4	Ca -2.37	Ga -28.9	Ge -119	As -78.2	Se -195	Br -325	Kr (+39)
Rb -46.9	Sr -5.03	In -28.9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe (+41)
Cs -45.5	Ba -13.95	Tl -19.3	Pb -35.1	Bi -91.3	Po -183	At -270	Rn (+41)



IE와 EA의 행동 양상

반응성 비금속은 높은 IE와 매우 낮은 EA를 갖는다.
이 원소들은 전자를 강하게 당기고 이온성 화합물에서 음이온을 형성하는 경향이 있다.

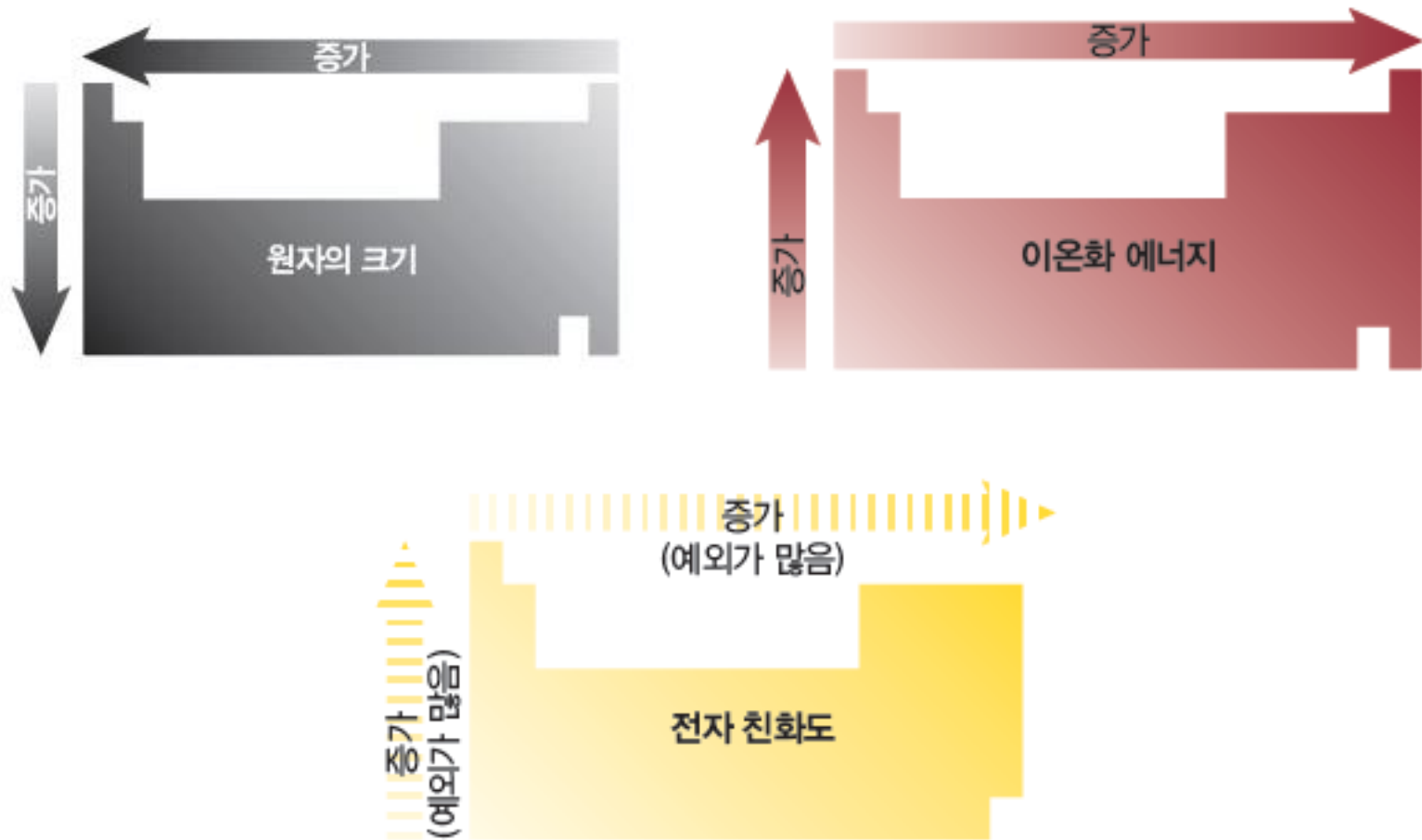
반응성 금속은 낮은 IE와 약간 음의 EA를 갖는다.
이 원소들은 쉽게 전자를 잃고 이온성 화합물에서 양이온을 형성하는 경향이 있다.

비활성 기체는 매우 낮은 IE와 약간 양의 EA를 갖는다.
이 원소들은 전자를 잃거나 얻지 않는 경향이 있다.



그림 8.14

세 가지 원자 성질의 경향.



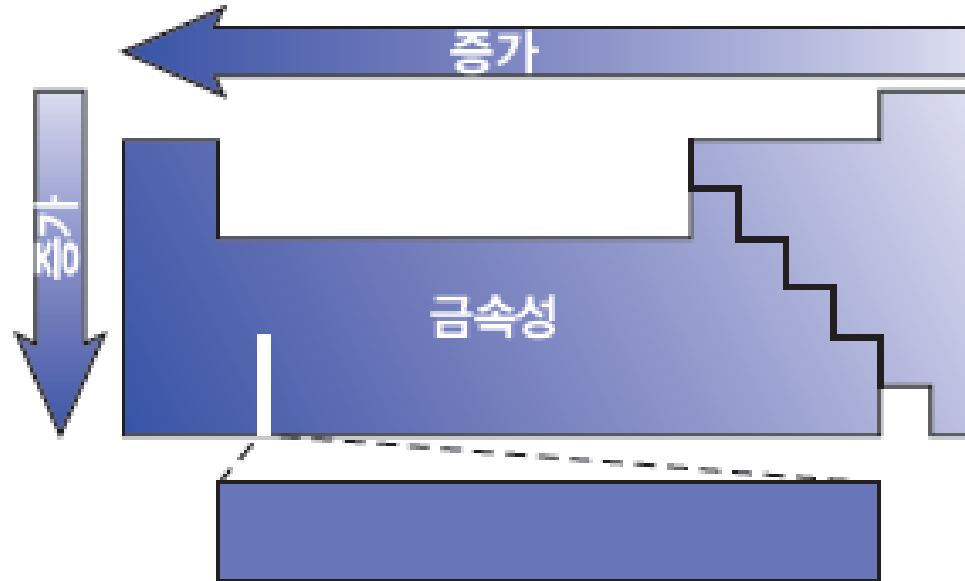
8.4 원자의 성질과 화학 반응성

금속성의 경향성

- 금속은 일반적으로 높은 용융점과 광택을 가지는 고체이다.
- 금속은 좋은 열전도도와 전기전도도를 가지고 쉽게 모양을 변형할 수 있다.
- 금속은 쉽게 전자를 잃고 양이온이 되려는 경향이 있다. 즉, 쉽게 산화된다.
- 금속은 일반적으로 **강한 환원제이다.**
- 대부분의 금속은 이온성 산화물을 생성하고 이는 수용액 상에서 **염기성**을 띈다.



그림 8.15 금속성의 경향.



산화물의 산-염기 성질

전형 원소 금속은 수용액 상에서 **염기성**을 띠는 **이온성 산화물**을 생성한다.

전형 원소 비금속은 수용액 상에서 **산성**을 띠는 **공유결합 산화물**을 생성한다.

일부 금속과 비금속은 물에서 산과 염기로 작용할 수 있는 양쪽성 산화물을 생성한다:

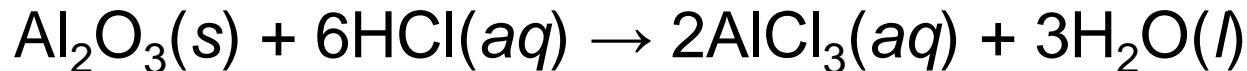


그림 8.16

몇 가지 원소 산화물의 산-염기

			5A (15)					
			N_2O_5					
3	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7	Ar
			As_2O_5					
			Sb_2O_5					
			Bi_2O_3					



단원자 이온의 전자 배치

주기의 양쪽 끝의 원소들은 전자를 얻거나 잃으면서 외각 준위를 채운다. 그 결과 이온은 *비활성 기체의 전자 배치를* 갖고 이는 비활성기체와 *등전자(isoelectronic)*이다.

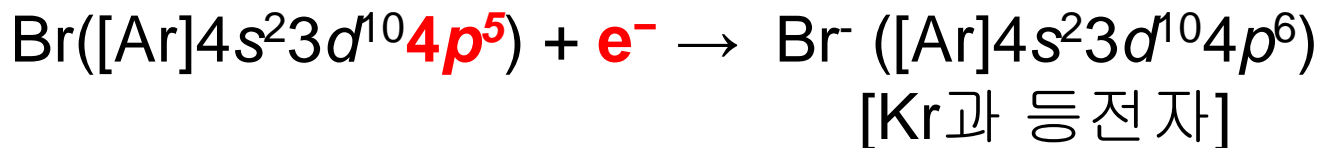
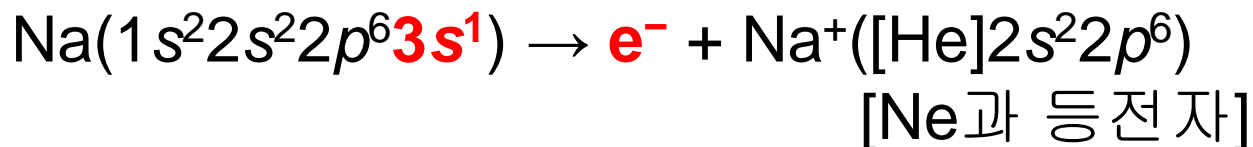
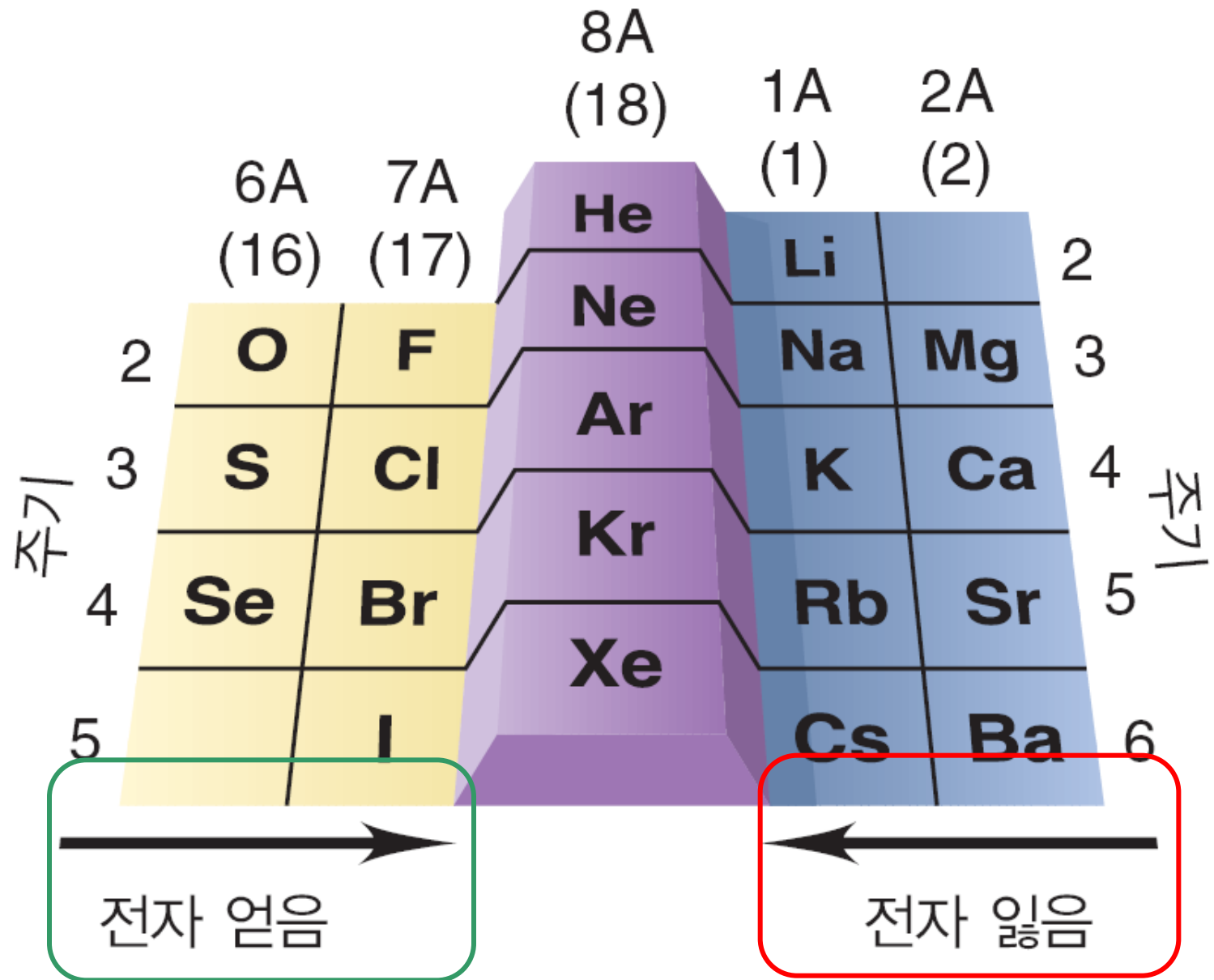


그림 8.17

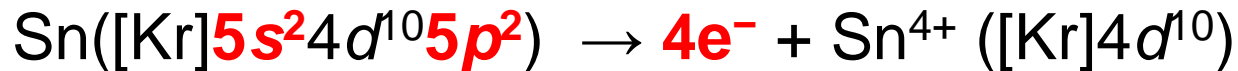
주족 이온과 영족 기체의 전자 배치.



단원자 이온의 전자 배치

*유사 비활성기체 배치*는 금속 원자가 가장 높은 에너지 준위를 비울 때 얻어진다.

비워진 ns 와 np 부준위와 채워진 $(n-1)d$ 부준위는 이온을 안정하게 한다.



금속은 np 전자를 잃어야만 비활성기체의 배치를 갖는다. 채워진 ns 와 $(n-1)d$ 부준위 이온은 안정하다.



예제 8.6**주족 이온의 전자 배치 쓰기**

문제: 축약된 전자 배치를 이용하여 다음 원소들의 이온 형성을 나타내는 식을 써라:

(a) 아이오딘 ($Z = 53$) (b) 포타슘 ($Z = 19$) (c) 인듐 ($Z = 49$)

풀이:

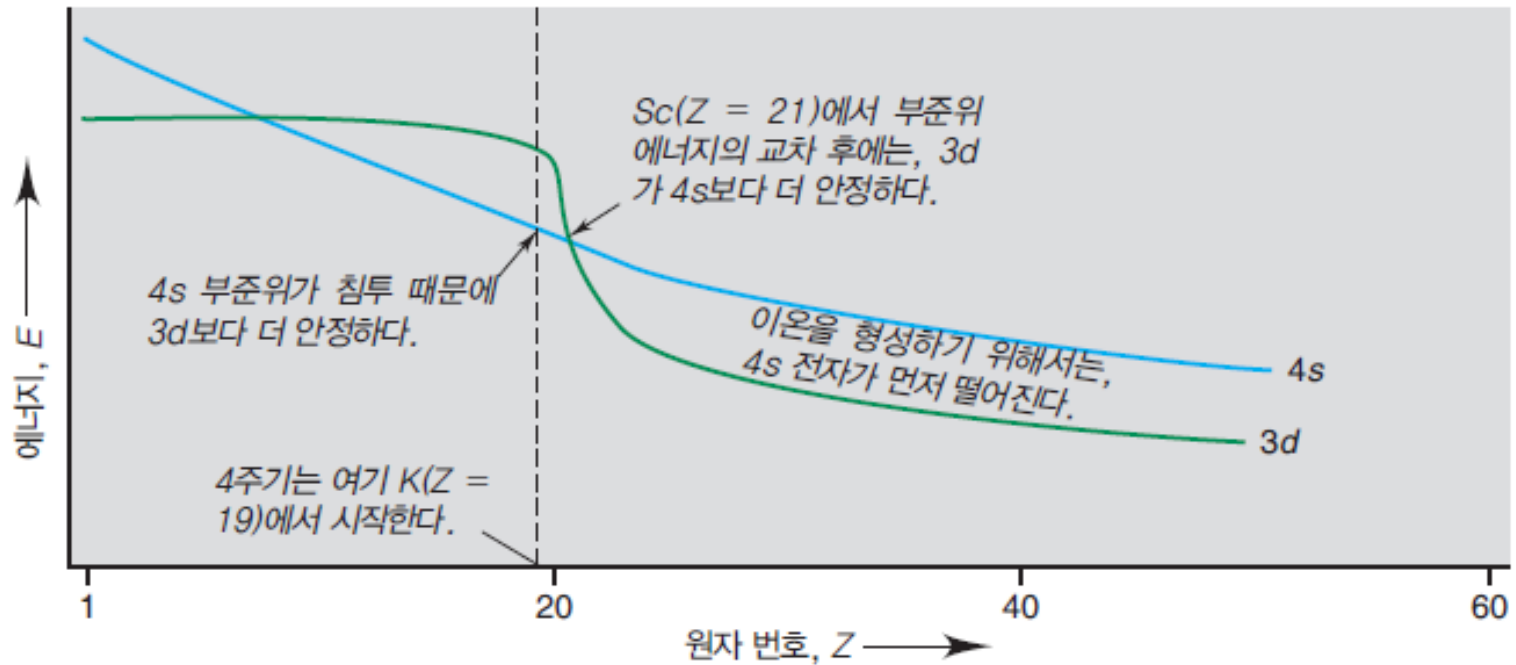
(a) 아이오딘($Z = 53$)은 7A(17) 족으로 전자를 하나 얻어 Xe과 등전자가 된다: $I ([Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^5) + e^- \rightarrow I^- ([Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^6)$

(b) 포타슘($Z = 19$)은 1A(1) 족으로 전자를 하나 잃어 Ar과 등전자가 된다: $K ([Ar] 4s^1) \rightarrow K^+ ([Ar]) + e^-$

(c) 인듐($Z = 49$)은 3A(13) 족으로 전자를 하나 또는 세 개를 잃는다:
 $In ([Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^1) \rightarrow In^+ ([Kr] 5s^2 4d^{10}) + e^-$
 $In ([Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^1) \rightarrow In^{3+} ([Kr] 4d^{10}) + 3e^-$

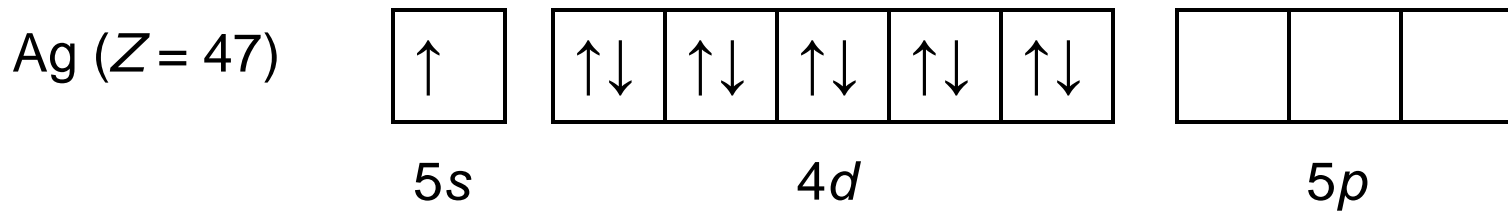
그림 8.18

4주기에서 부준위 에너지의 교차.



전이 금속이온의 자기적 특성

쌍을 이루지 않는 전자가 하나 또는 더 많은 종은 **상자기성**을 띤다- 자기장에 끌린다.



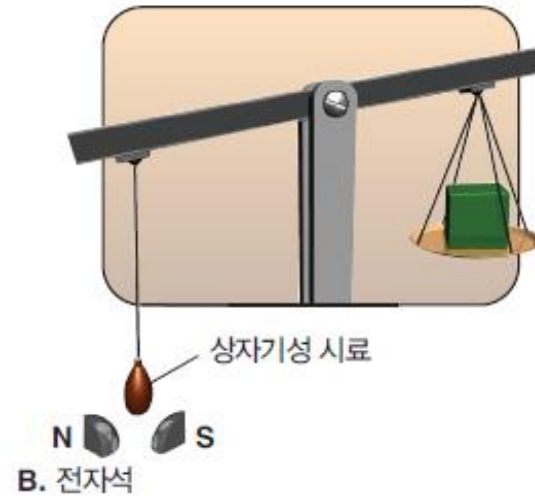
모든 전자가 쌍을 이룬 종은 **반자기성**을 띤다- 자기장에 끌리지 않는다(약간 밀린다).



그림 8.19 시료의 자기적 성질 측정.



반자기성 물질의 겉보기 질량은 자기장에 영향을 받지 않는다.

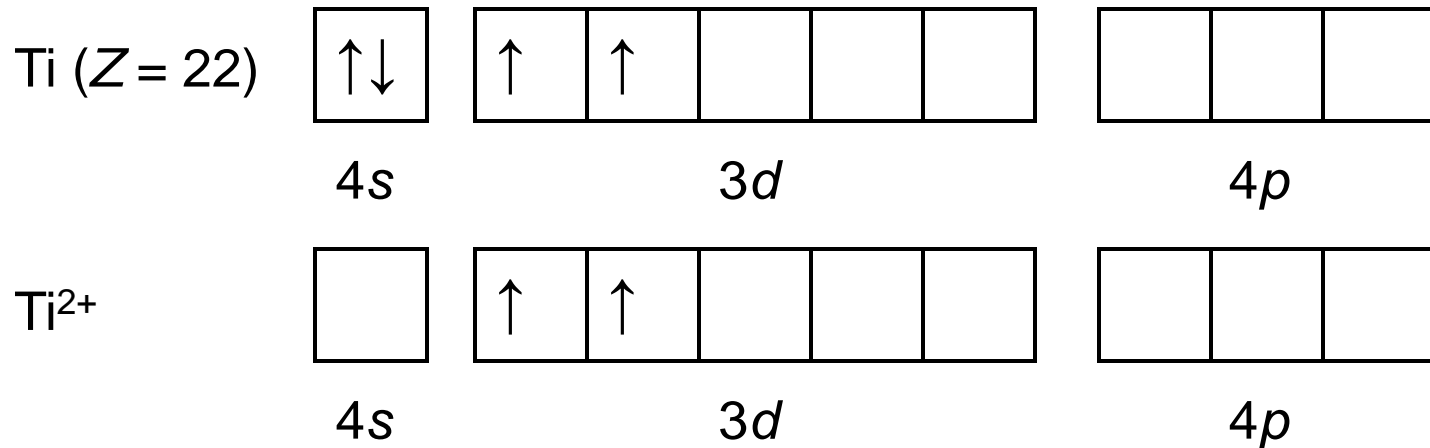


상자기성 물질의 겉보기 질량은 자기장에 영향을 받는다.



전이 금속이온의 자기적 특성

자기 행동은 주어진 이온의 전자 배치에 대한 증거를 제공할 수 있다.



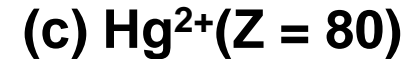
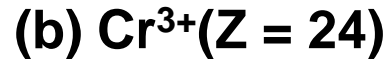
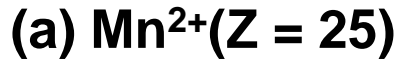
Ti²⁺는 2개의 홀전자와 상자기성을 가지고 있고, 이는 3d 전자보다 4s 전자를 먼저 잃는 증거가 될 수 있다.



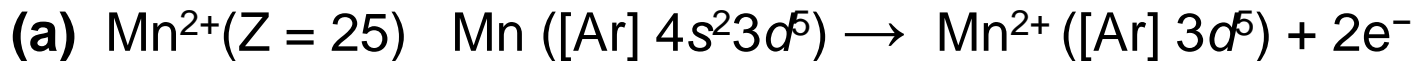
예제 8.7

전이 금속 이온의 전자 배치를 쓰고 자기적 성질을 예측하기

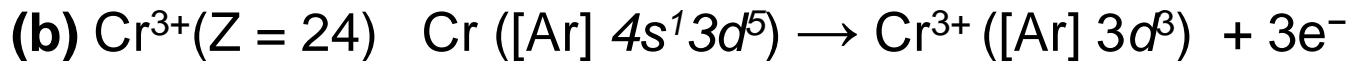
문제: 축약된 전자 배치를 사용하여 각 전이 금속 이온 형성에 대한 식을 쓰고, 그것이 상자기성인지 예측하라:



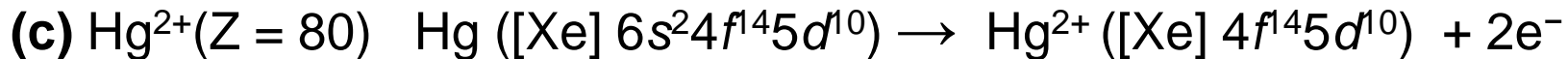
풀이:



5 d 전자가 모두 홀전자이므로 상자기성(**paramagnetic**).



3 d 전자가 모두 홀전자이므로 상자기성(**paramagnetic**).



4 f 와 5 s 가 모두 채워져 있어 홀전자가 없으므로 반자기성(**diamagnetic**).



이온 크기 대 원자 크기

양이온은 부모 원자보다 작지만 음이온은 크다.

이온의 반지름은 n 이 커질 수록 즉, 같은 족의 아래로 내려갈 수록 커진다.

양이온의 크기는 전하가 증가할 수록 작아진다.

등전자 계열은 동일한 전자 배치를 갖는 계열이다. 같은 계열에서 이온 크기는 핵 전하가 증가할 수록 작아진다.



그림 8.20

이온반지름.

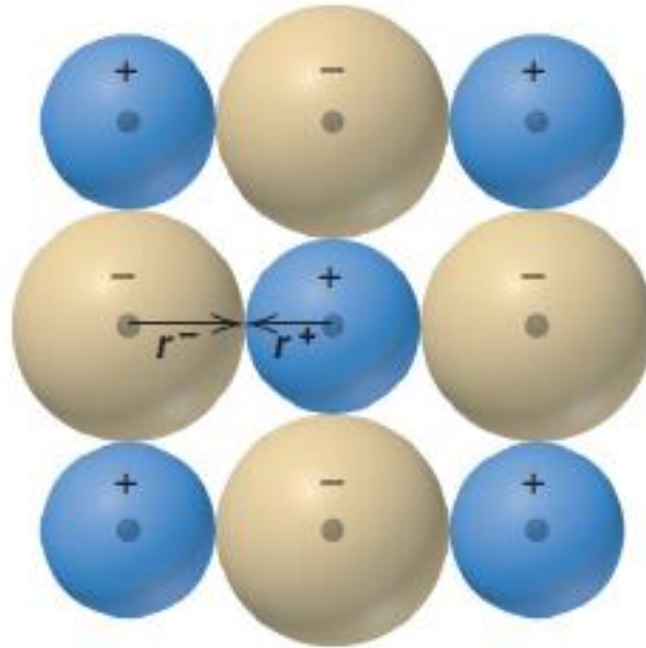
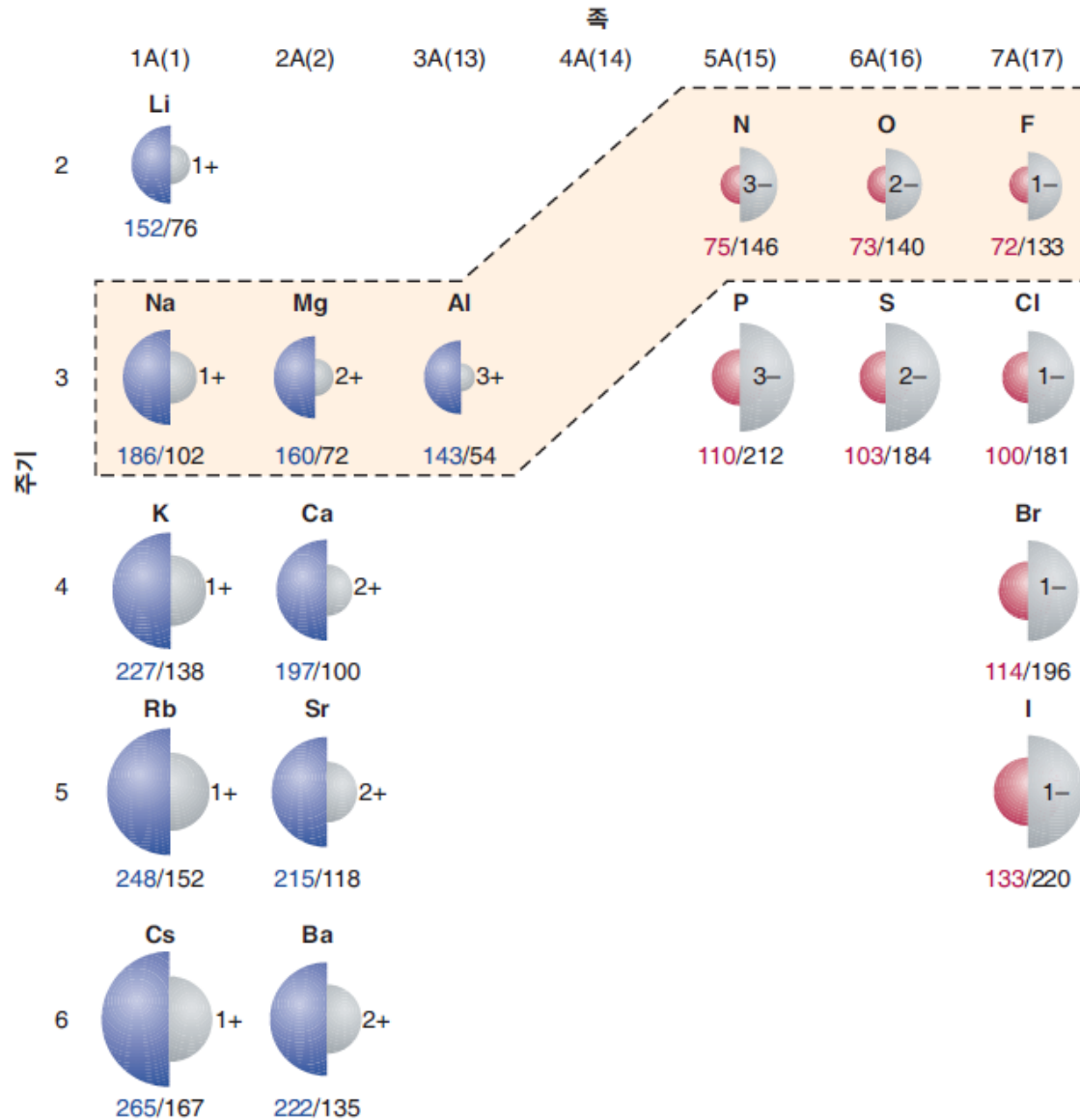


그림 8.21

이온반지름 대 원자반지름.



예제 8.8

이온들의 크기에 따라 배열하기

문제: 각 이온들의 크기가 작아지는 순서대로 배열하고 그 배열을 설명하라:



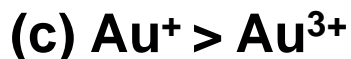
풀이:



모두 2A(2)족이므로 족에서 위로 갈수록 크기가 작아진다.



모두 등전자로 S^{2-} 가 가장 Z_{eff} 가 작아서 크며, K^+ 는 양이온이고 Z_{eff} 가 크므로 가장 작다.



+ 전하가 많아질수록 이온은 작아진다.

