

가리워지는 전자가 nd 그룹이나 nf 그룹에 있을 때, 규칙 2와 3은 같지만, 규칙 4와 5는 다음과 같다.

⑥ nd 그룹이나 nf 그룹의 왼쪽에 있는 그룹의 모든 전자는 1.00의 기여를 한다.

① 원자 ${}_7\text{N} = 1s^2 2s^2 2p^3$ 의 원자가 전자를 생각해 보자. 오비탈의 그룹은 $(1s)^2 (2s, 2p)^5$ 이다.

$$\Rightarrow \sigma = (2 \times 0.85) + (4 \times 0.35) = 3.10 \rightarrow Z_{eff} = Z - \sigma = 7.0 - 3.1 = 3.9$$

② 원자 ${}_{30}\text{Zn}$ 의 $(4s)$ 원자가 전자를 생각해 보자. 전자배치의 그룹의

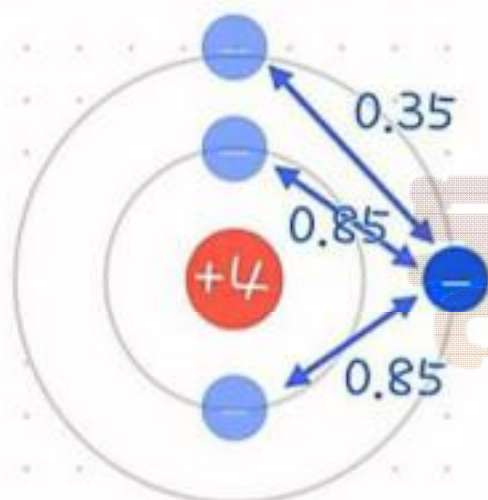
$$(1s)^2 (2s, 2p)^8 (3s, 3p)^8 (3d)^{10} (4s)^2 \text{이다.}$$

$$\Rightarrow \sigma = (10 \times 1.00) + (18 \times 0.85) + (1 \times 0.35) = 25.65 \rightarrow Z_{eff} = Z - \sigma = 30 - 25.65 = 4.35$$

③ ${}_{30}\text{Zn}$ 의 $3d$ 전자를 생각해 보자. 전자배치의 그룹은 ②와 같지만 가리움 효과는 다음과 같다.

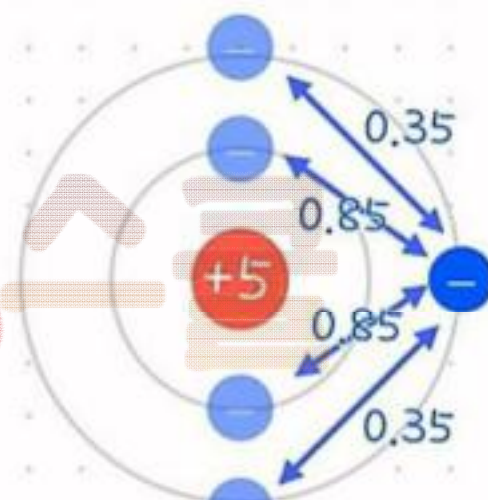
$$\Rightarrow \sigma = (18 \times 1.00) + (9 \times 0.35) = 21.15 \rightarrow Z_{eff} = Z - \sigma = 30 - 21.15 = 8.85$$

② '원자가 전자'가 느끼는 유효 핵전하 비교 🤔



베릴륨(Be)

원자핵의 전하량 증가
→
전자 간 반발 증가



붕소(B)

$$\text{유효 핵전하}(Z_{\text{eff}}) = \text{핵전하}(Z) - \text{가려막기 상수} = 2.6$$

+5

2.4

③ 유효 핵전하의 주기성

(같은 주기에서)

원자 번호가 클수록 유효 핵전하가 크다

(같은 족에서)
원자 번호가 클수록
유효 핵전하가 크다

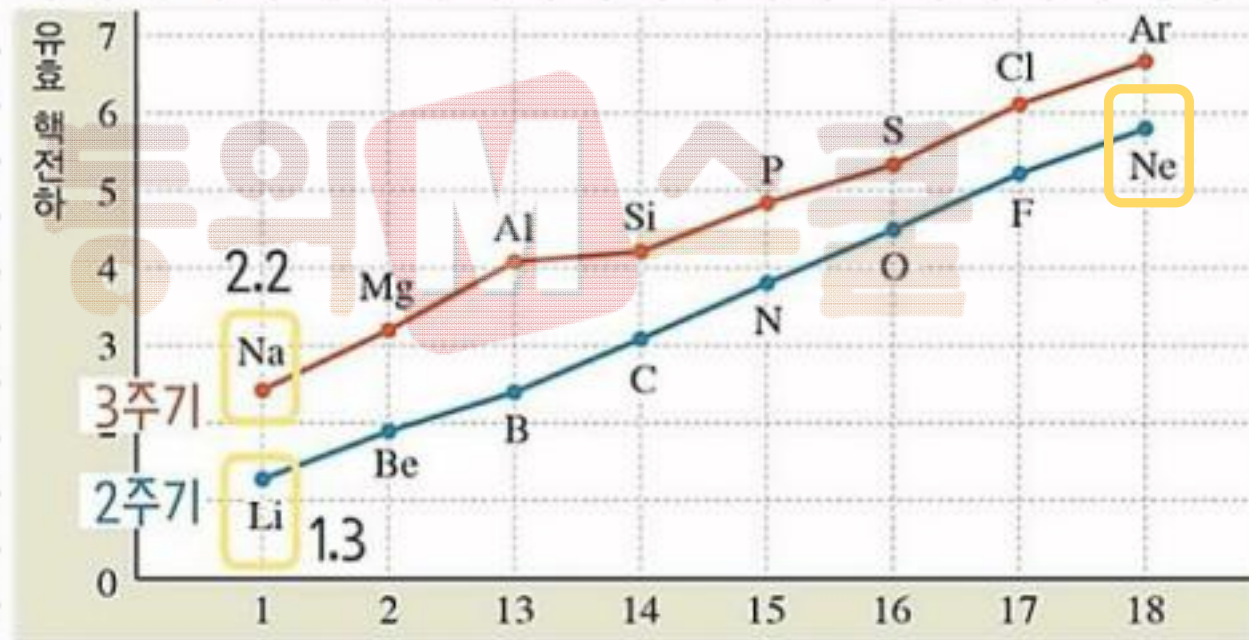
원자 번호	3	4	5	6	7	8	9
원소	Li	Be	B	C	N	O	F
양성자 수	3	4	5	6	7	8	9
유효 핵-전하	1.30	1.95	2.60	3.25	3.90	4.55	5.20

원자핵과 전자 사이에
인력이 강하다

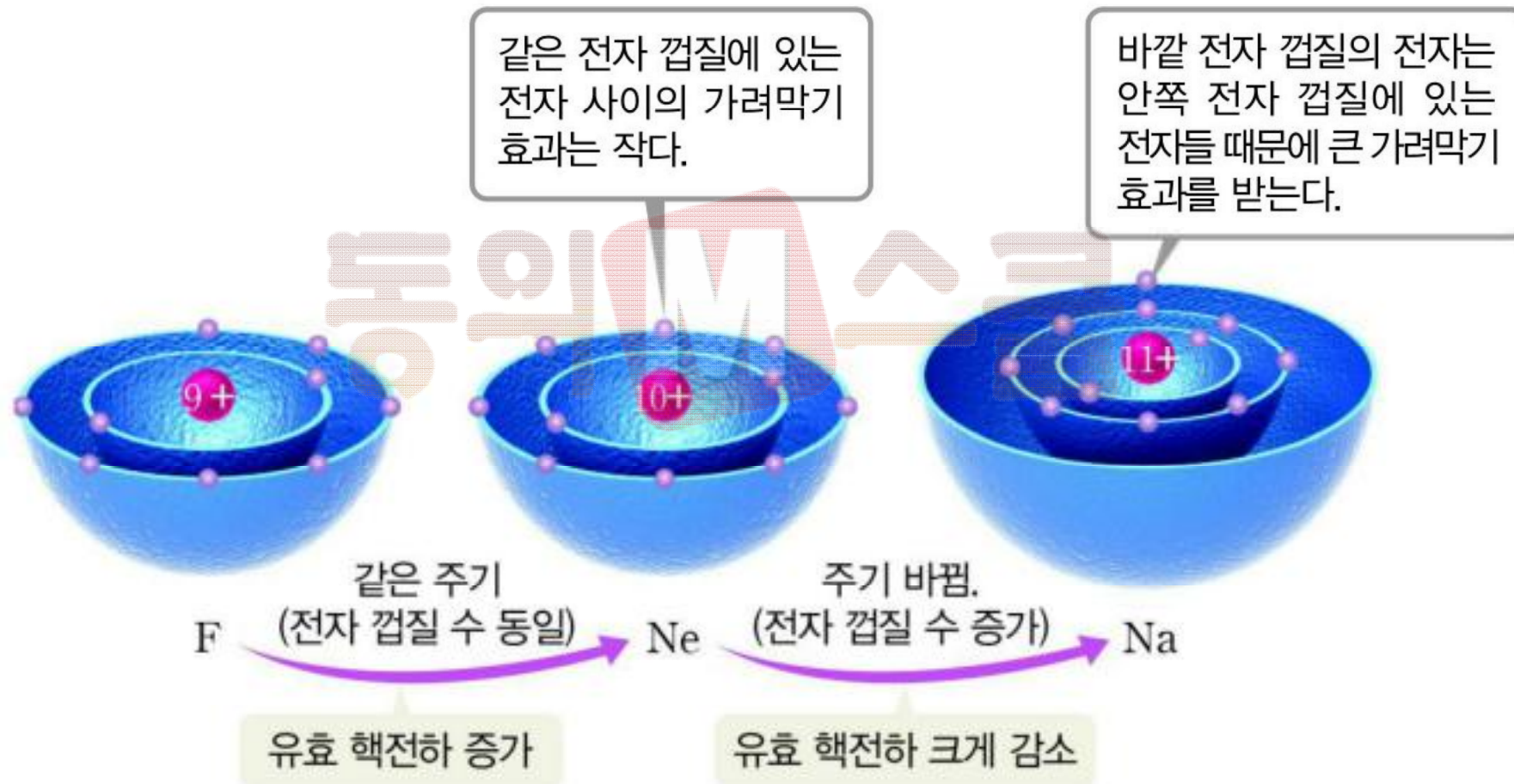
(p.22)

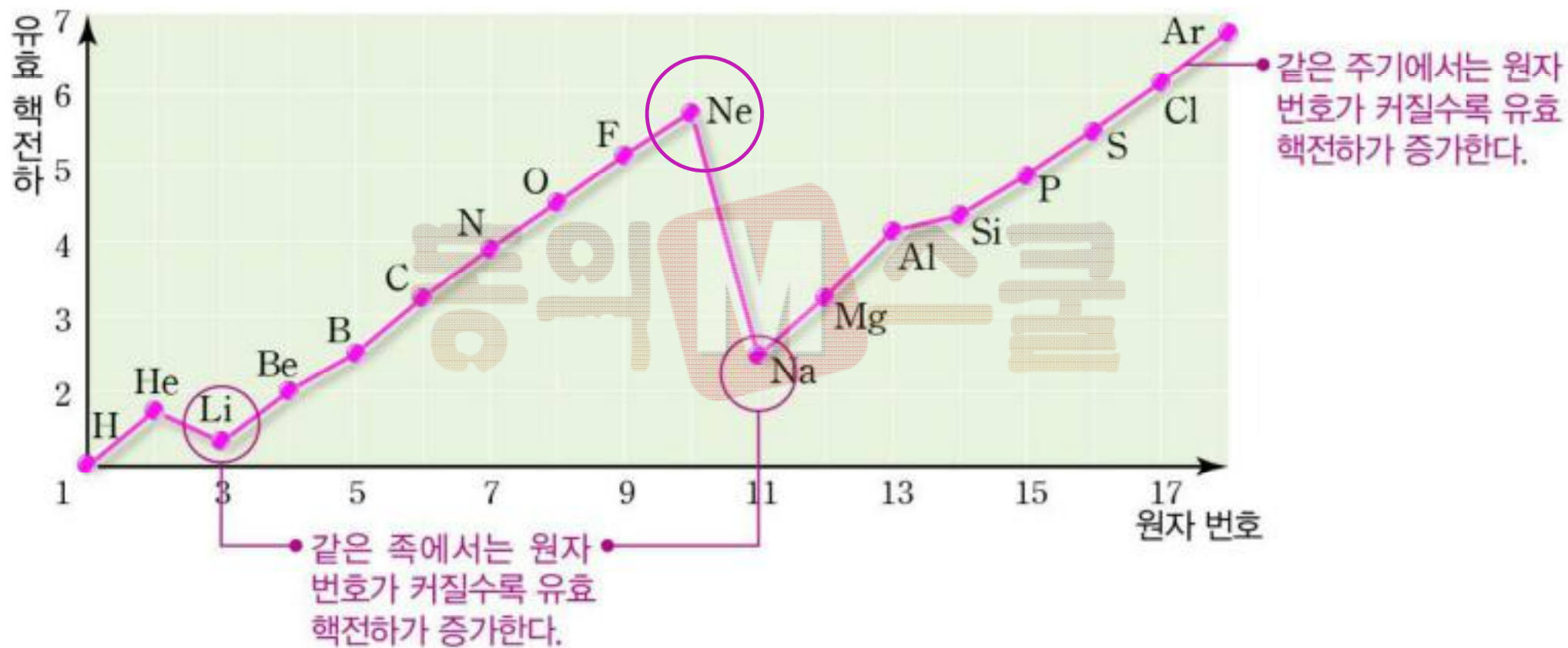
③ 유효 핵전하의 주기성

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



유효 핵전하의 주기성

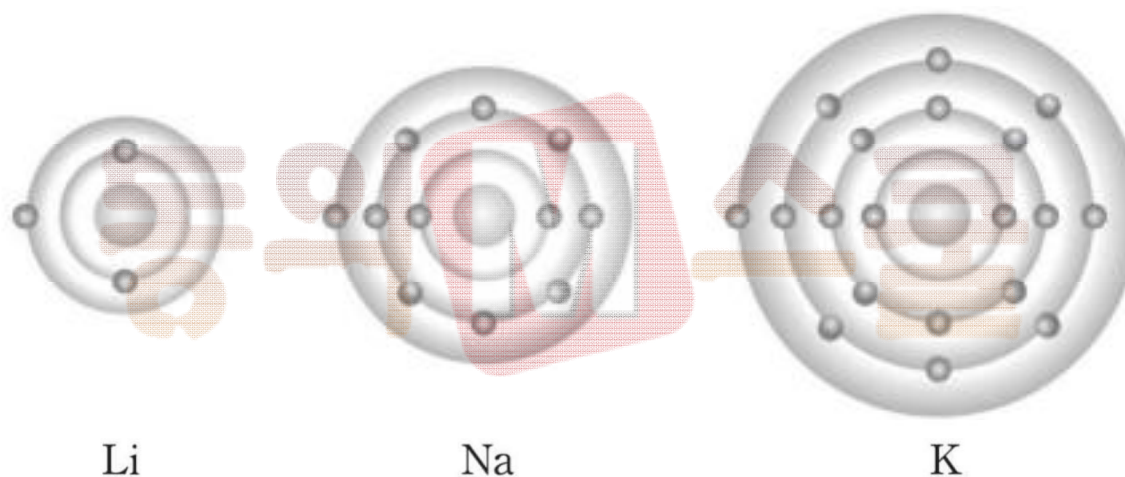




(2) 원자 반지름

① 같은 족 : 원자 번호가 커질수록 전자껍질의 수가 증가하므로 원자 반지름이 커짐.

예 $\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \dots$, $\text{F} < \text{Cl} < \text{Br} < \dots$



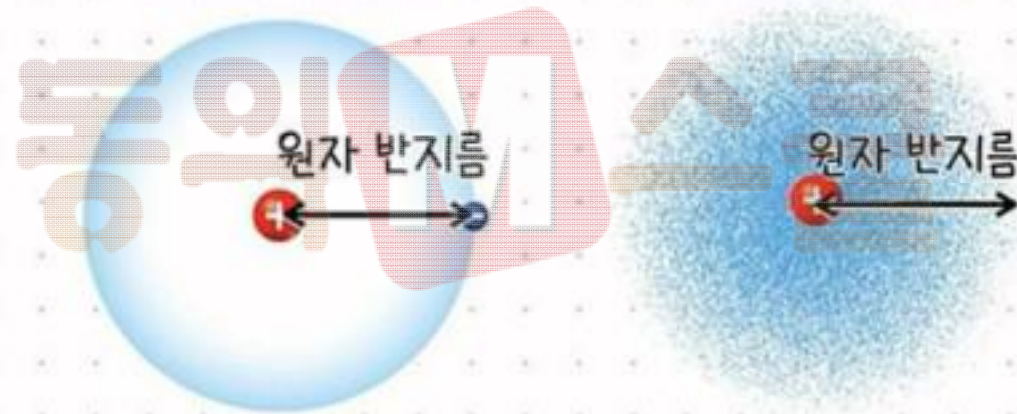
② 같은 주기 : 전자껍질의 수는 같고, 원자 번호가 커질수록 양성자수가 증가하여 핵의 인력이 증가하므로 원자 반지름은 작아짐.

예 $\text{Li} > \text{Be} > \text{B} > \dots$, $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Al} > \dots$

① 원자 반지름이란? ➡ 원자핵에서 가장 바깥 궤도의 전자까지의 거리

보어의 원자모형

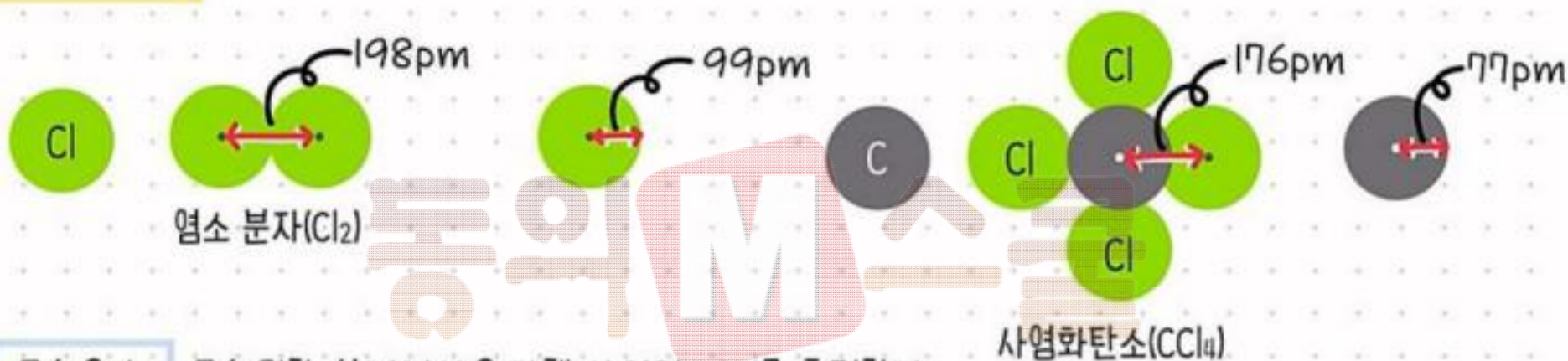
현대적 원자모형



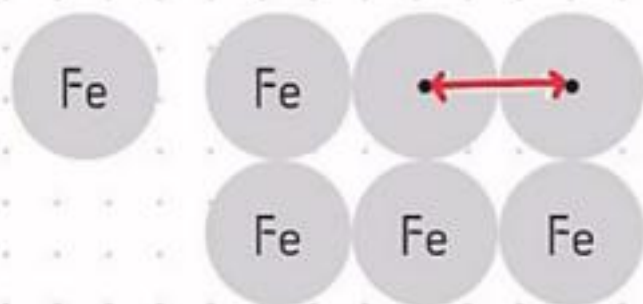
원자는 반지름을 명확하게 측정하기는 어렵지만
몇가지 기준을 정해서 원자 반지름을 정의한다.

② 원자 반지름을 측정하는 방법

비금속 원소 이원자 분자에서 원자핵 사이의 거리를 측정한다 ($\text{pm} = 10^{-12}\text{m}$)



금속 원소 금속 결합 상태에서 원자핵 사이의 거리를 측정한다



③ 원자 반지름에 영향을 주는 요인. ➡ 원자핵과 전자의 인력에 따라 달라진다.

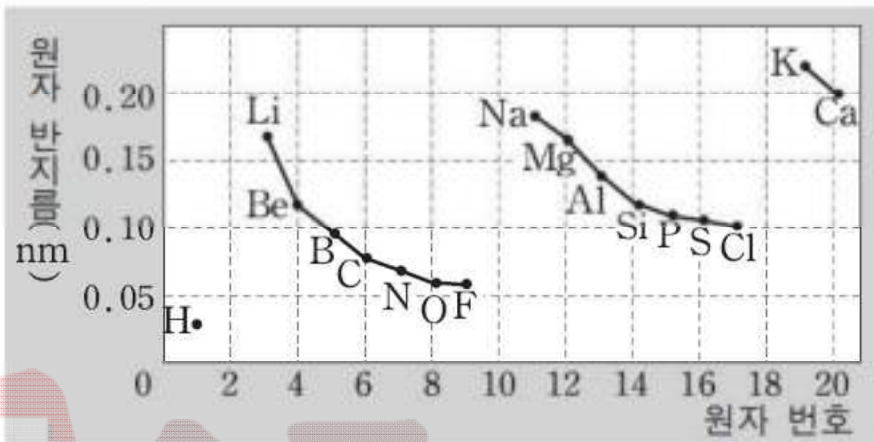
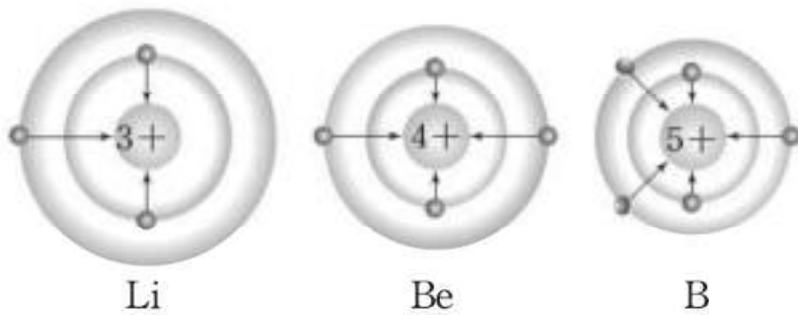


같은 족에서

전자 껍질 수 전자 껍질 수 $\uparrow \Rightarrow$ 인력 $\downarrow \Rightarrow$ 원자 반지름 $\uparrow$

유효 핵전하 유효 핵전하 $\uparrow \Rightarrow$ 인력 $\uparrow$

같은 주기에서



(p.22)

원자 번호	3	4	5	6	7	8	9
원소	Li	Be	B	C	N	O	F
양성자 수	3	4	5	6	7	8	9
유효 핵-전하	1.30	1.95	2.60	3.25	3.90	4.55	5.20
원자 반지름(nm)							
	0.152	0.112	0.083	0.077	0.075	0.073	0.072

③ 원자 반지름에 영향을 주는 요인

전자 껍질 수 $\uparrow \Rightarrow$ 원자 반지름 $\uparrow$

유효 핵전하 $\uparrow \Rightarrow$ 원자 반지름 $\downarrow$

같은 족에서

같은 주기에서

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H	He																
Li	Be			B	C	N	O	F	Ne								
Na	Mg			Al	Si	P	S	Cl	Ar								
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe



유효 핵전하 증가

원자핵과 전자 사이의 인력 증가

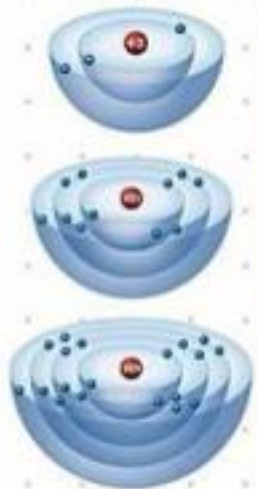
원자 반지름 감소

전자 껍질 수 증가 $\Rightarrow$ 원자핵과 전자 사이의 거리 증가

④ 원자 반지름의 주기성



(유효 핵전하 증가)
원자 반지름 감소



(전자 껍질 수 증가)

H 1																		He 2
Li 3	Be 4																	Ne 10
Na 11	Mg 12																	Ar 18
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36	
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54	
Cs 55	Ba 56	La 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86	

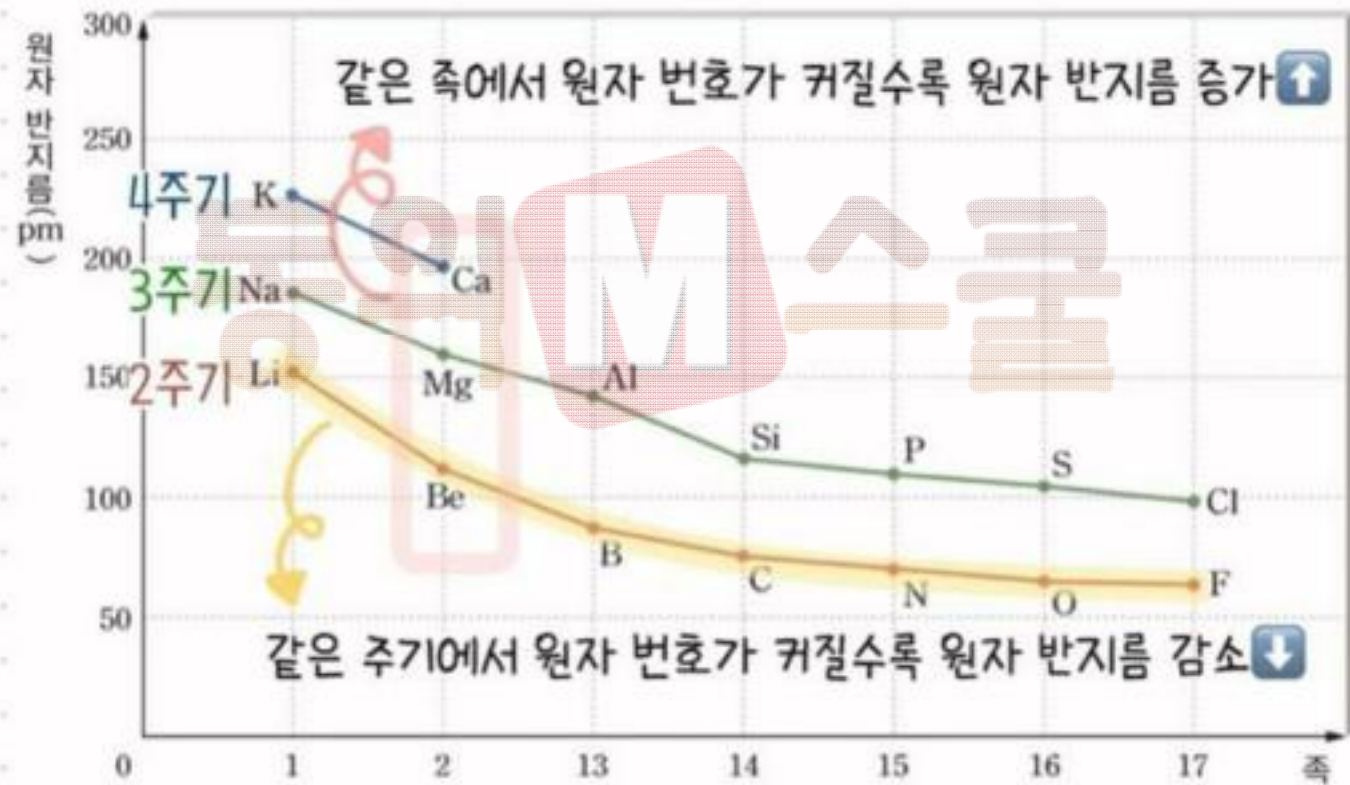
원자 반지름 증가 ← 유효 핵전하보다 전자 껍질 수가 원자 반지름에 더 큰 영향을 준다.

원자 반지름 감소 < 원자 반지름 증가

H 1																	He 2
Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
Na 11	Mg 12											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
Cs 55	Ba 56	La 57	Hf 58	Ta 59	W 60	Re 61	Os 62	Ir 63	Pt 64	Au 65	Hg 66	Tl 67	Pb 68	Bi 69	Po 70	At 71	Rn 72

- Metals
- Semimetals
- Nonmetals

④ 원자 반지름의 주기성



Na Na⁺



Mg Mg²⁺



O O²⁻



Cl Cl⁻



③ 양이온 반지름 : 금속 원소가 전자를 잃고 양이온이 될 때는 전자껍질의 수가 감소하므로 반지름이 작아짐. 예) $\text{Na} > \text{Na}^+$, $\text{Mg} > \text{Mg}^{2+}$

④ 음이온 반지름 : 비금속 원소가 전자를 얻어 음이온이 될 때는 전자껍질의 수는 변화가 없고, 전자수만 많아져서 전자 사이의 반발력이 커져 반지름이 커짐. 예) $\text{O} < \text{O}^{2-}$, $\text{Cl} < \text{Cl}^-$

⑤ 이온 반지름

전형 원소에서

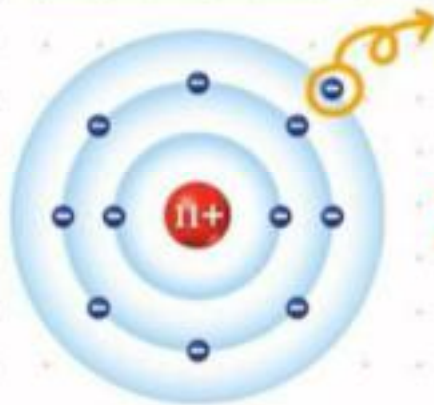
전자 껍질 수 $\uparrow \Rightarrow$ 원자 반지름 $\uparrow$

유효 핵전하 $\uparrow \Rightarrow$ 원자 반지름 $\downarrow$

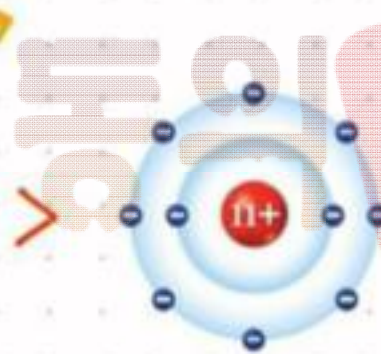
유효 핵전하(Z_{eff})

= 핵전하(Z) - 가려막기 상수

양이온이 될 때



Na



Na⁺

전자 껍질 수 감소

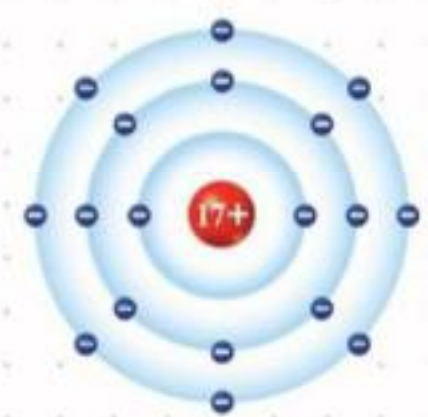
유효 핵전하 증가

☞ 반지름 감소

음이온이 될 때



Cl



Cl⁻

유효 핵전하 감소

⑤ 등전자 이온의 반지름 : 전자수가 같은 등전자 이온의 반지름은 이온의 핵전하량이 클수록 핵과 전자 사이의 인력이 커지므로 반지름이 작아짐.



⑥ 원자나 이온의 크기에 영향을 미치는 요인

- 전자껍질의 수가 많을수록 입자의 반지름이 큼. 예 $\text{Li} < \text{Na} < \text{K}$, $\text{Na} > \text{Na}^{+}$, $\text{F}^{-} < \text{Cl}^{-}$
- 전자껍질의 수가 같은 경우 양성자수가 많을수록 핵과 전자 사이의 인력이 커져 입자의 반지름이 작아짐. 예 $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Al}$, ${}_8\text{O}^{2-} > {}_9\text{F}^{-} > {}_{11}\text{Na}^{+} > {}_{12}\text{Mg}^{2+} > {}_{13}\text{Al}^{3+}$
- 전자껍질의 수와 양성자수가 같은 경우, 전자가 많을수록 전자 사이의 반발력이 커져 입자의 반지름이 커짐. 예 $\text{F} < \text{F}^{-}$, $\text{Cl} < \text{Cl}^{-}$

⑤ 등전자 이온의 반지름 : 전자수가 같은 등전자 이온의 반지름은 이온의 핵전하량이 클수록 핵과 전자 사이의 인력이 커지므로 반지름이 작아짐.



⑥ 원자나 이온의 크기에 영향을 미치는 요인

같은 족에서

꺾질
감소

같은 족에서

• 전자꺾질의 수가 많을수록 입자의 반지름이 큼. 예 $\text{Li} < \text{Na} < \text{K}$, $\text{Na} > \text{Na}^{+}$, $\text{F}^{-} < \text{Cl}^{-}$

• 전자꺾질의 수가 같은 **같은 주기에서** 원자 번호의 증가로 인한 유효 핵전하의 증가
의 반지름이 작아짐. 예 $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Al}$, ${}_{8}\text{O}^{2-} > {}_{9}\text{F}^{-} > {}_{11}\text{Na}^{+} > {}_{12}\text{Mg}^{2+} > {}_{13}\text{Al}^{3+}$

• 전자꺾질의 수와 양성자수가 같은 경우, 전자가 많을수록 전자 사이의 반발력이 커져 입자의 반지름이 커짐. 예 $\text{F} < \text{F}^{-}$, $\text{Cl} < \text{Cl}^{-}$

전자 수 증가로 인해 가리움 증가
(유효 핵전하 감소)

(p.22)

주기 \ 족	1	2	13	14	15	16	17
2	${}_3\text{Li}$ 0.152  Li^+ 0.060	${}_4\text{Be}$ 0.112  Be^{2+} 0.031	${}_5\text{B}$ 0.087  B^{3+} 0.020	${}_6\text{C}$ 0.077  C^{4+} 0.015	${}_7\text{N}$ 0.075  N^{3-} 0.171	${}_8\text{O}$ 0.073  O^{2-} 0.140	${}_9\text{F}$ 0.071  F^- 0.136
3	$_{11}\text{Na}$ 0.186  Na^+ 0.095	$_{12}\text{Mg}$ 0.160  Mg^{2+} 0.065	$_{13}\text{Al}$ 0.143  Al^{3+} 0.050	$_{14}\text{Si}$ 0.118  Si^{4+} 0.041	$_{15}\text{P}$ 0.110  P^{3-} 0.212	$_{16}\text{S}$ 0.103  S^{2-} 0.184	$_{17}\text{Cl}$ 0.099  Cl^- 0.167

 원자
  양이온
  음이온

주기 \ 족

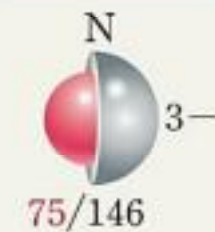
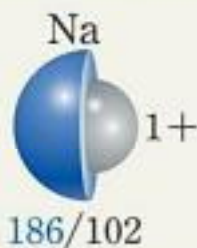
1 2 13

15 16 17

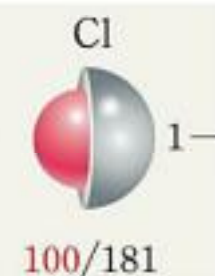
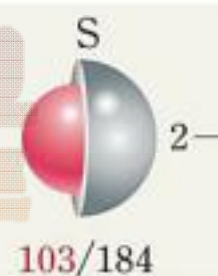
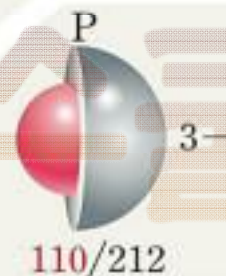
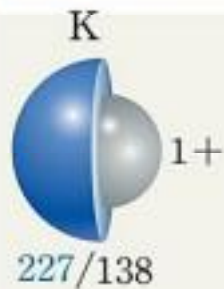
2



3



4

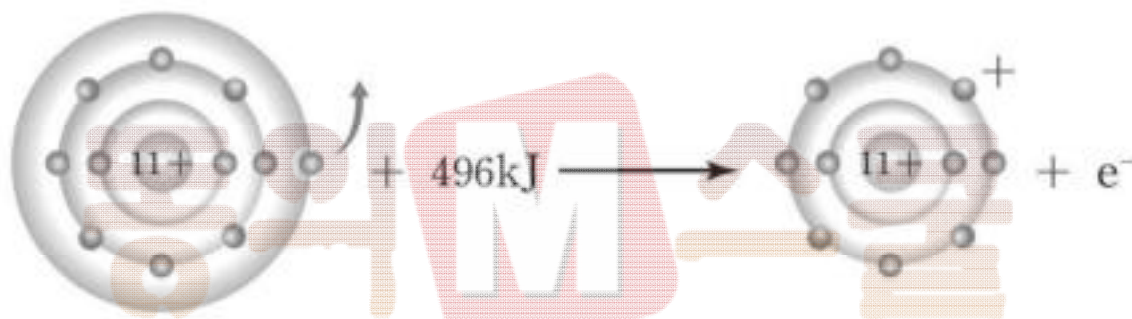
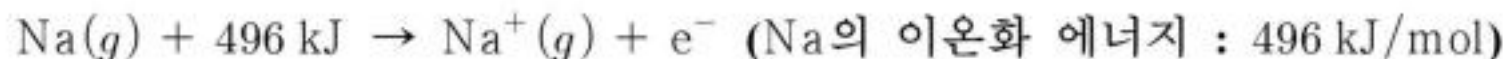


금속 원소(원자 반지름 > 양이온 반지름)

비금속 원소(원자 반지름 < 음이온 반지름)

(3) 이온화 에너지

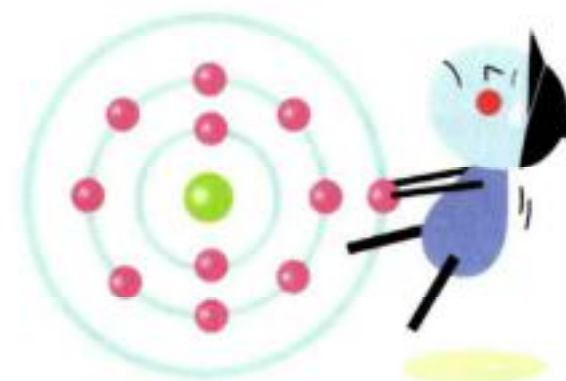
① 이온화 에너지 : 기체 상태의 중성 원자 1몰에서 전자 1몰을 떼어내기 위해 필요한 에너지.



② 이온화 에너지는 전자가 원자에 얼마나 단단히 결합되어 있는가를 가늠함.

③ 이온화는 언제나 에너지를 써서 핵의 인력으로부터 전자를 제거하는 흡열 반응임.

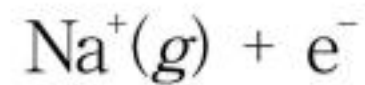
④ 낮은 이온화 에너지는 전자를 쉽게 제거할 수 있음. 따라서 양이온 형성이 용이해짐.



① 이온화 에너지란?

☞ 바닥 상태의 원자에서 전자를 떼어내는데 필요한 에너지 (단위: kJ/mol)

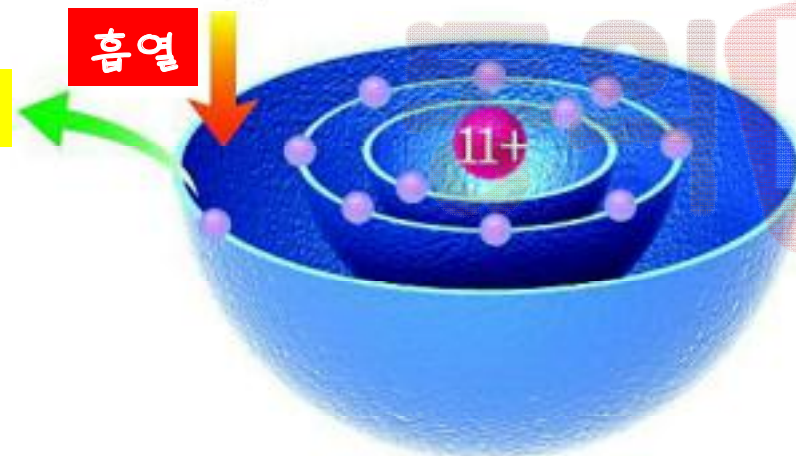




496 kJ/mol

흡열

이온화



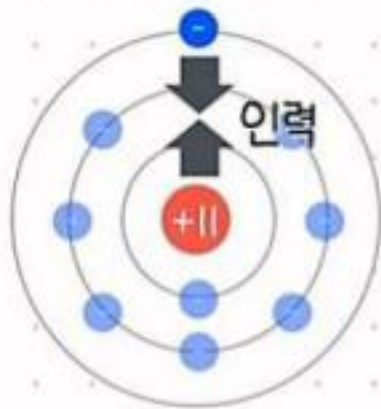
Na



Na⁺

② 이온화 에너지에 영향을 주는 요인

원자핵과 전자의 인력이 강할수록 전자를 떼어내는데 많은 에너지가 필요하다 🖐 이온화 에너지가 크다



같은 족에서

전자 껍질 수 ↑ ⇒ 인력 ↓ ⇒ 이온화 에너지 ↓

유효 핵전하 ↑ ⇒ 인력 ↑ ⇒ 이온화 에너지 ↑

같은 주기에서

⑤ 이온화 에너지의 주기성

- 같은 족 : 이온화 에너지는 원자 번호가 증가할수록 작아짐. 이것은 원자 번호가 증가할수록 전자껍질의 수가 증가하여 핵으로부터의 평균 거리가 멀어지므로 핵과 전자 사이의 정전기적인 인력이 약해지기 때문임.
- 같은 주기 : 이온화 에너지는 같은 주기에서 원자 번호가 증가할수록 커짐. 이것은 원자 번호가 증가할수록 양성자 수가 증가하여 유효 핵-전하가 증가하기 때문임.

② 이온화 에너지의 주기성



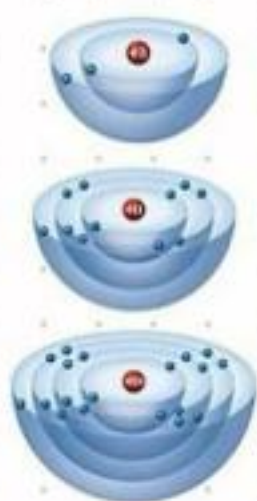
(유효 핵전하 증가)

이온화 에너지 증가

보어의
원궤도 모형

$$r_n = \frac{a_0}{Z} \times n^2$$

$$r_n = \frac{a_0}{Z_{\text{유효}}} \times n^2$$

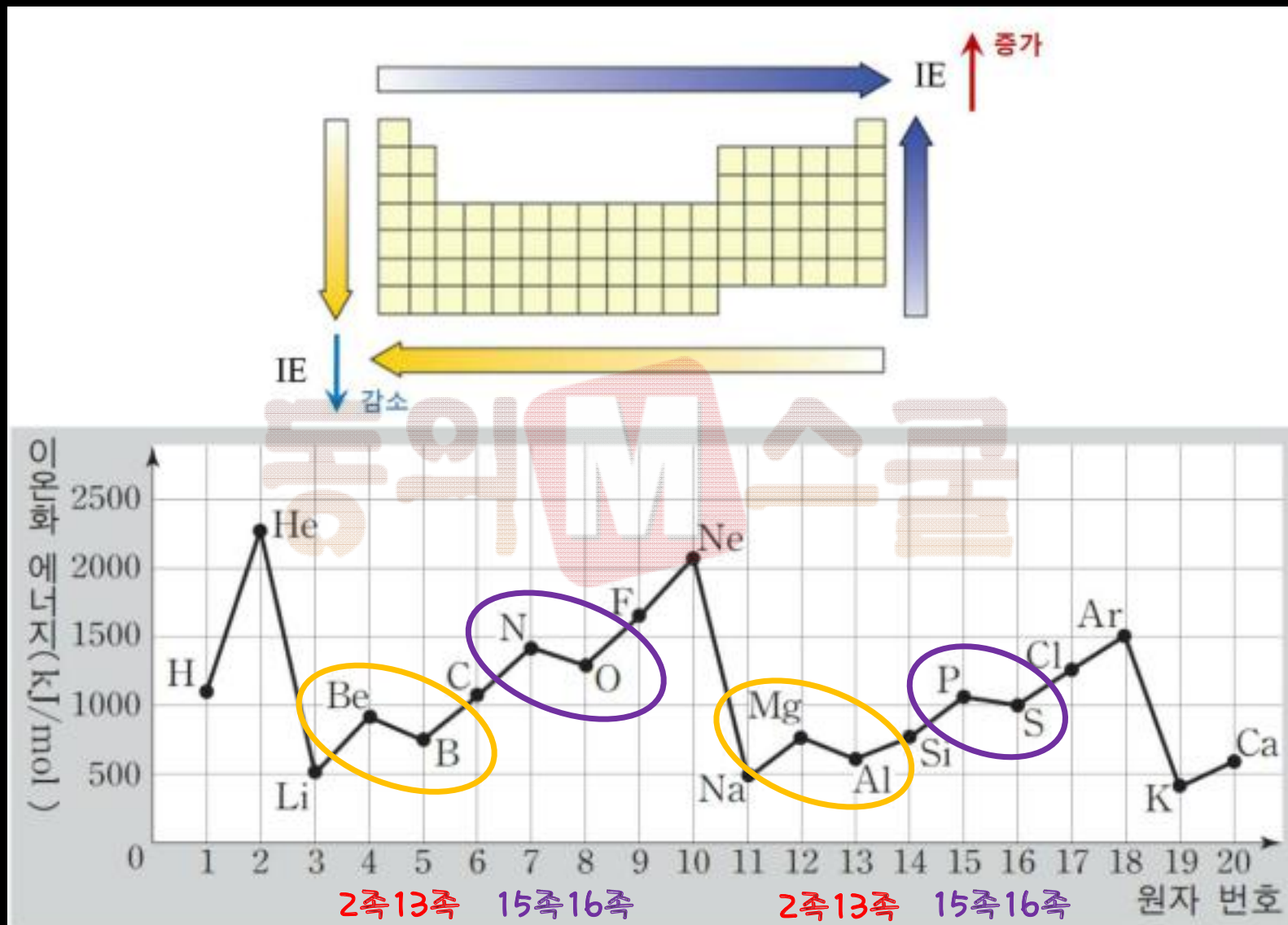


(전자 껍질 수 증가)

이온화 에너지 감소 ➡ 유효 핵전하보다 전자 껍질 수가 이온화 에너지에 더 큰 영향을 준다

이온화 에너지 증가 < 이온화 에너지 감소

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



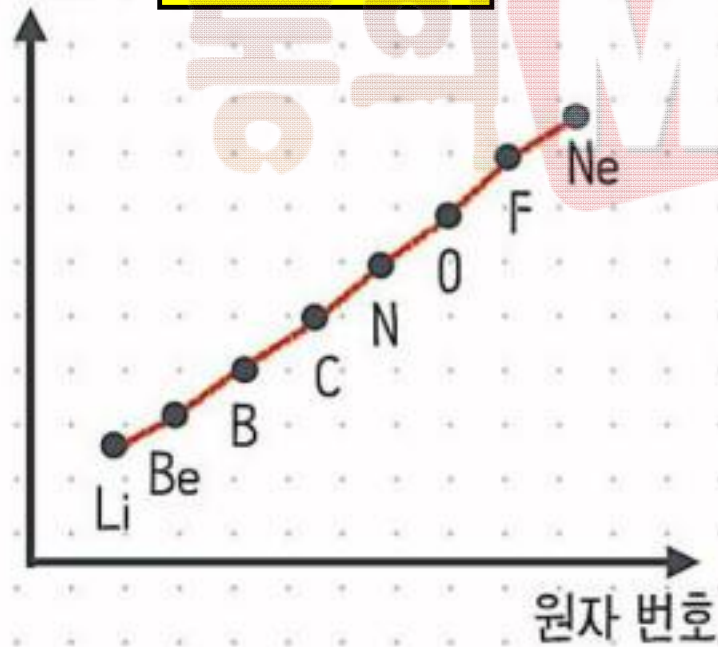
기출 : $\text{He} > \text{Ne} > \text{F} > \text{N} > \text{O} > \text{H} > \text{C} > \text{Be} > \text{B} > \text{Li}$

② 이온화 에너지의 주기성

(유효 핵전하 증가)
이온화 에너지 증가

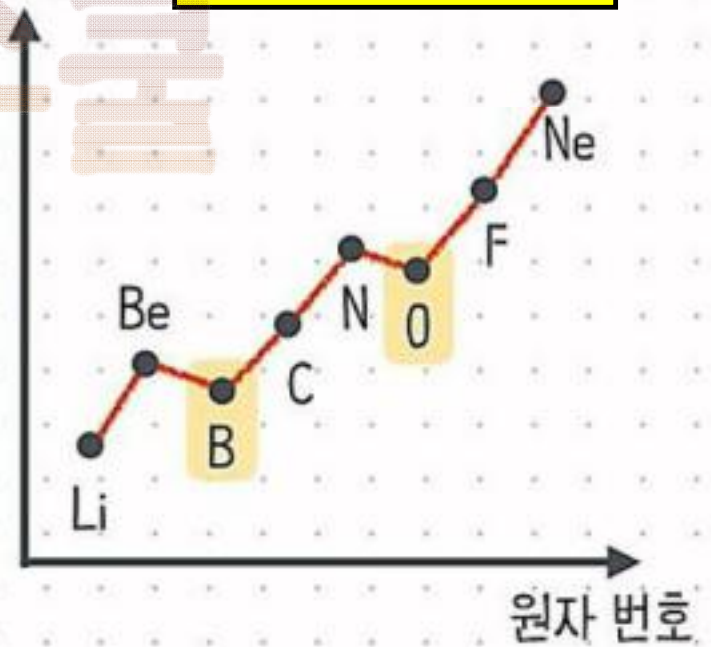
유효 핵전하

같은 주기에서



이온화 에너지

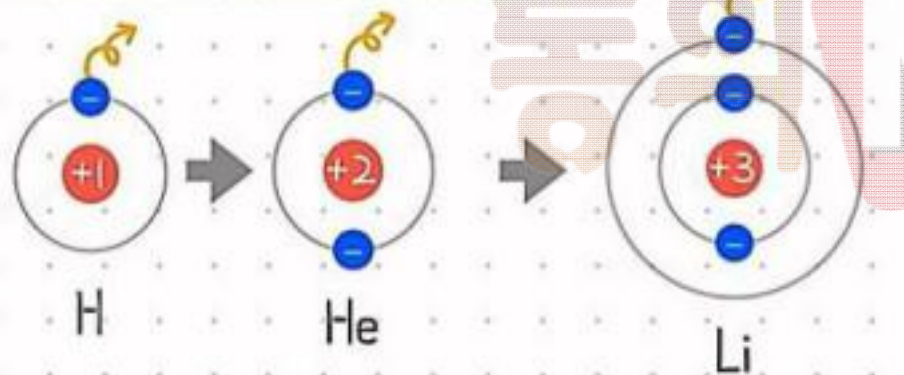
같은 주기에서(실제)



② 이온화 에너지의 주기성

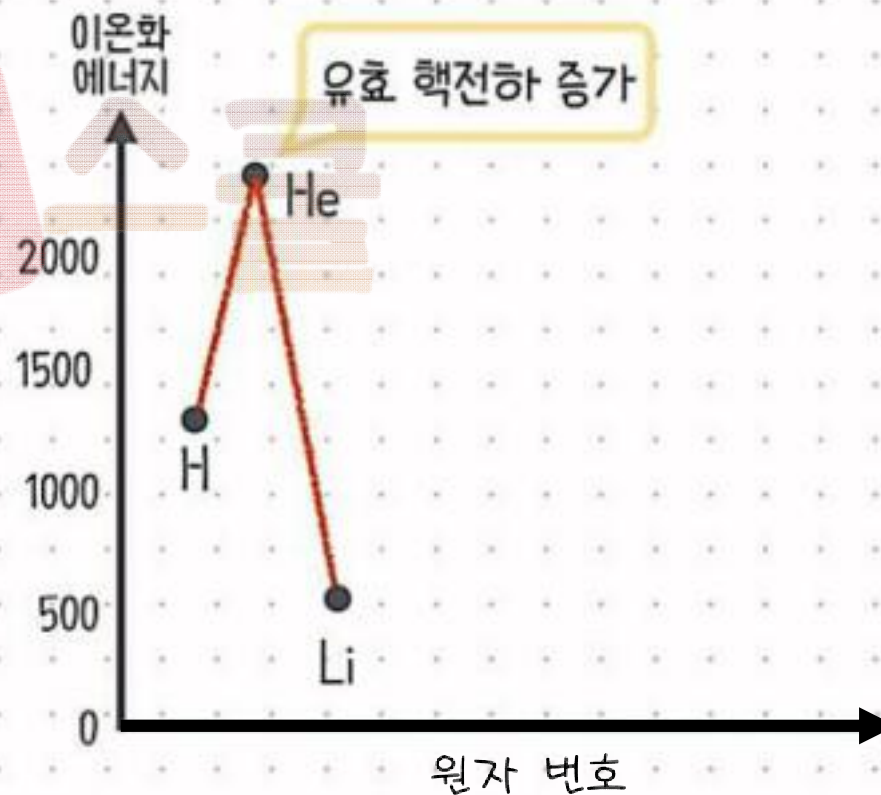
1 H 1.01																	2 He 4.00
3 Li 6.94	4 Be 9.01							5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 18.99	10 Ne 20.18				
11 Na 22.99	12 Mg 24.31							13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95				
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc 98.91	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.91	54 Xe 131.29

1주기



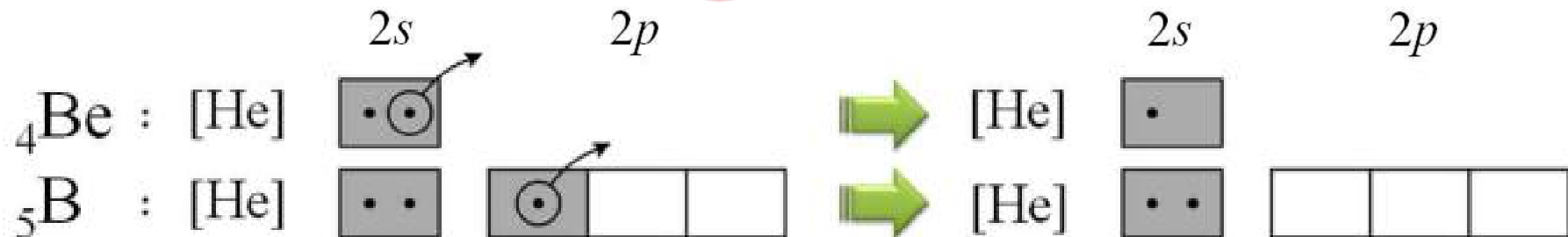
유효 핵전하 증가
(떼기 어려움)

전자 껍질 수 증가
(떼기 쉬움)



⑥ 2족 원소와 13족 원소의 비교

- 2족 원소인 ${}_4\text{Be}$ 보다 13족 원소인 ${}_5\text{B}$ 의 이온화 에너지가 작아지는 이유는 전자가 제거될 때 ${}_4\text{Be}$ 의 경우는 에너지 준위가 낮은 $2s$ 전자가 제거되는데, ${}_5\text{B}$ 의 경우는 에너지 준위가 높은 $2p$ 의 전자가 제거되기 때문에 이온화 에너지가 더 작아지는 것임.
- 따라서 이온화 에너지는 ${}_4\text{Be}$ 이 ${}_5\text{B}$ 보다 큼. 이 관계는 ${}_{12}\text{Mg}$ 과 ${}_{13}\text{Al}$ 에 대해서도 동일하게 적용됨.



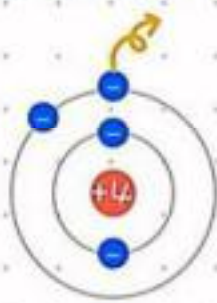
② 이온화 에너지의 주기성

1 H 1.008																	18 He 4.003		
3 Li 6.941	4 Be 9.012							5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 18.998	10 Ne 20.18						
11 Na 22.99	12 Mg 24.31							13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95						
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96			26 Zn 65.38	27 Ga 69.72	28 Ge 72.64	29 As 74.92	30 Se 78.96	31 Br 79.90	32 Kr 83.80								
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22			46 Cd 112.4	47 In 114.8	48 Sn 118.7	49 Sb 121.8	50 Te 127.6	51 I 126.9	52 Xe 131.3							

2주기

유효 핵전하 증가
(떼기 어려움)

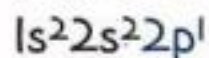
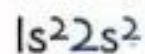
예상



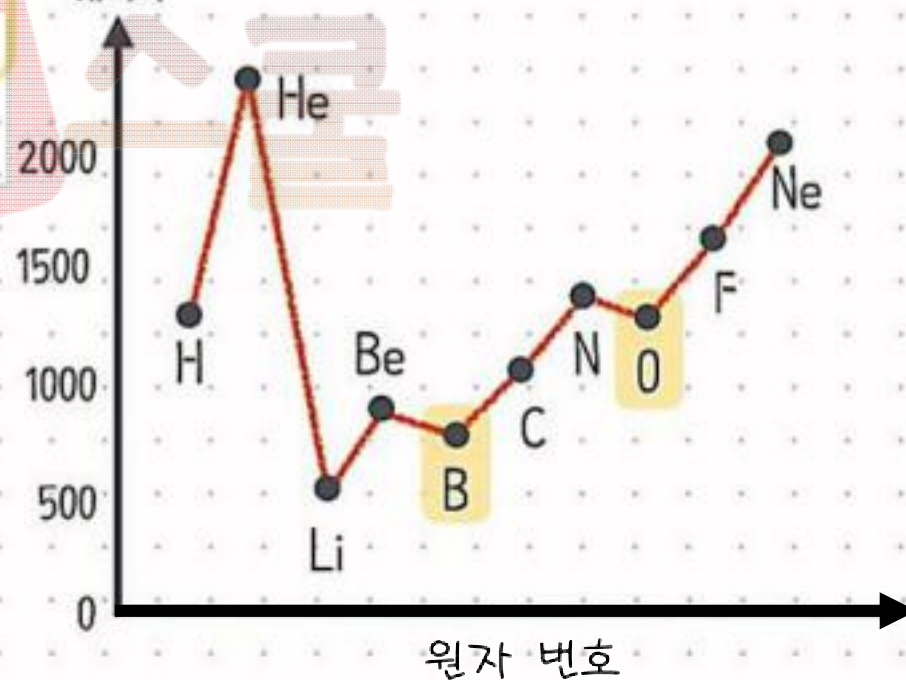
<



실제



이온화
에너지



② 이온화 에너지의 주기성

H																	He
Li	Be							B	C	N	O	F	Ne				
Na	Mg							Al	Si	P	S	Cl	Ar				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe

2주기

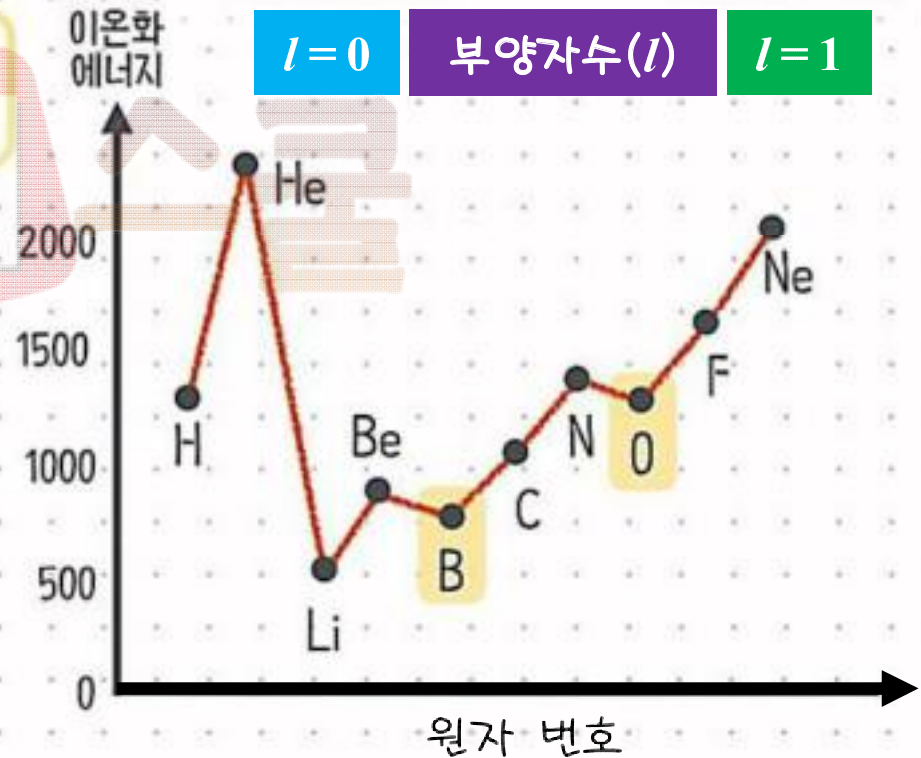
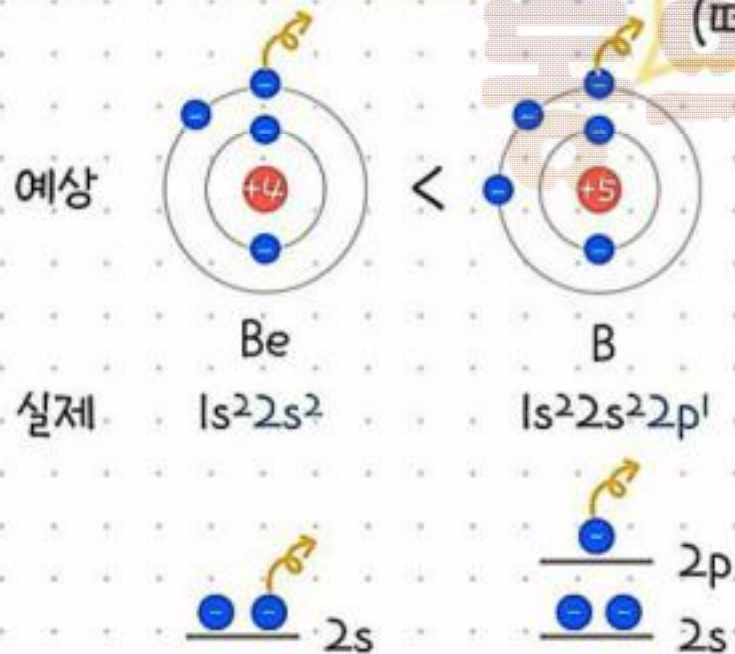
2주기

l 이 증가할수록
원심력이 증가하여
정전기적 인력을
약화시킴.



<
에너지

유효 핵전하 증가
(떼기 어려움)



② 이온화 에너지의 주기성

1 H 1.008																	2 He 4.003		
3 Li 6.941	4 Be 9.012							5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 18.998	10 Ne 20.18						
11 Na 22.99	12 Mg 24.31							13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95						
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96			22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.71	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc 98.91	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.91	54 Xe 131.29		

2주기

유효 핵전하 증가
(떼기 어려움)

예상



Be

B

실제

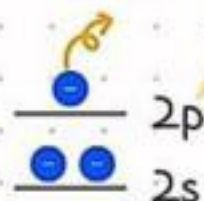
$1s^2 2s^2$

>

$1s^2 2s^2 2p^1$



2s



2p

2s

p오비탈의 전자는
s오비탈의 전자보다
더 쉽게 떨어짐

오비탈 전자 배치 순서 (에너지 준위 순서)

$1s \rightarrow 2s, 2p \rightarrow 3s, 3p, 4s, 3d$



2s 오비탈

<

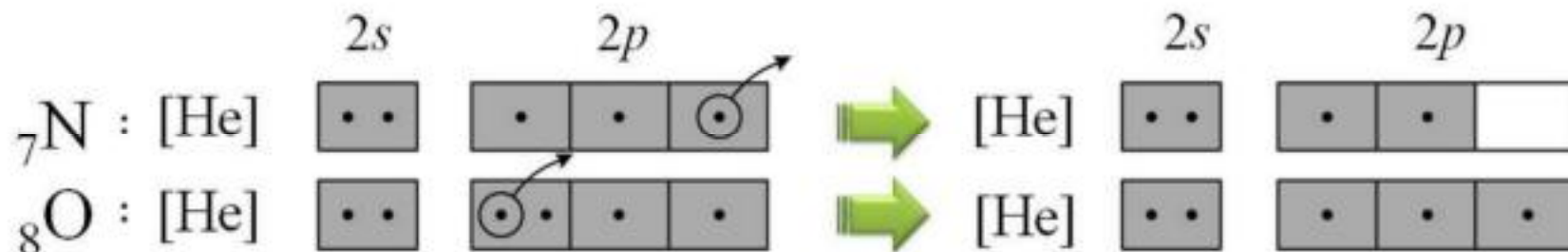
에너지



2p 오비탈

⑦ 15족 원소와 16족 원소의 비교

- 15족 원소인 ${}_7\text{N}$ 보다 16족 원소인 ${}_8\text{O}$ 의 이온화 에너지가 작아지는 이유는 짝지움 에너지와 관련됨.
- ${}_7\text{N}$ 의 경우는 $2p$ 오비탈에 홀 전자가 3개로, $2p$ 오비탈이 절반만 채워져 있기 때문에 매우 안정한 상태임.
- ${}_8\text{O}$ 는 $2p$ 오비탈 중 한 개의 오비탈에 전자가 2개 들어 있어 짝지어진 상태이므로 전자간의 짝지움에 의한 정전기적 반발력이 작용함.
- 따라서 ${}_8\text{O}$ 의 경우 전자가 더 잘 떨어지므로 이온화 에너지가 더 작음.
- 이 관계는 ${}_{15}\text{P}$ 과 ${}_{16}\text{S}$ 에 대해서도 동일하게 적용됨.

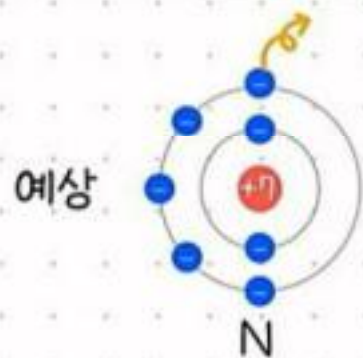


② 이온화 에너지의 주기성

1	2									10
H	He									
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	18
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne		
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	36
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar		
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	54
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	
55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	72
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	
87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	100
Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	

2주기

유효 핵전하 증가
(떼기 어려움)



<



전자쌍의 반발로 인해
더 쉽게 떨어져

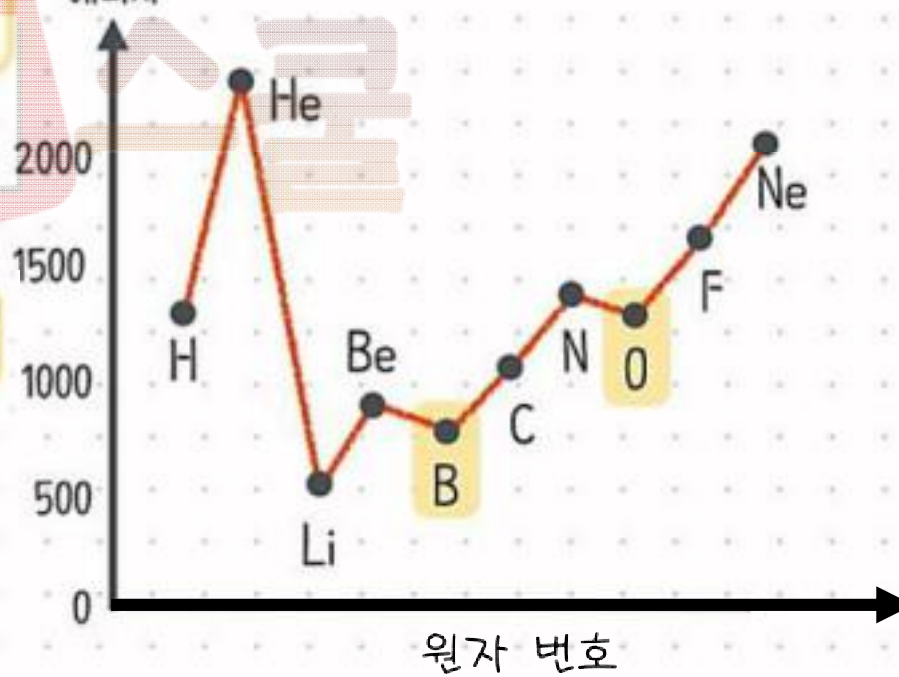
실제 $1s^2 2s^2 2p^3$



$1s^2 2s^2 2p^4$

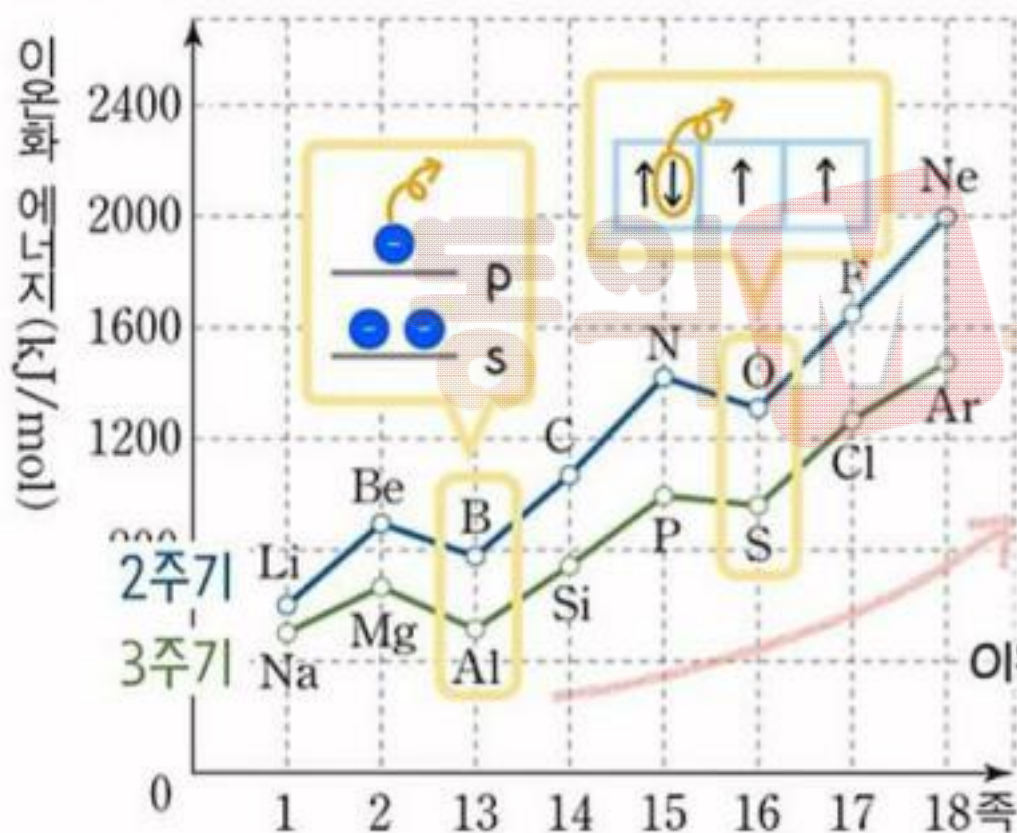


이온화
에너지



원자 번호

② 이온화 에너지의 주기성



같은 주기에서 원자 번호가 커질수록
이온화 에너지 증가 (13족, 16족은 예외)

유효 핵전하, 전자 껍질 수 및 이온화 에너지 주기적 성질

(같은 주기에서)

유효 핵전하 증가
원자 반지름 감소
이온화 에너지 증가

(같은 족에서)

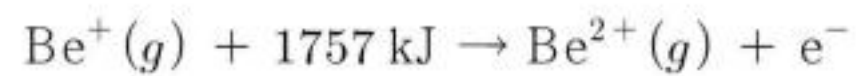
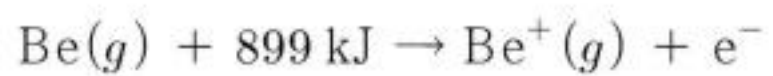
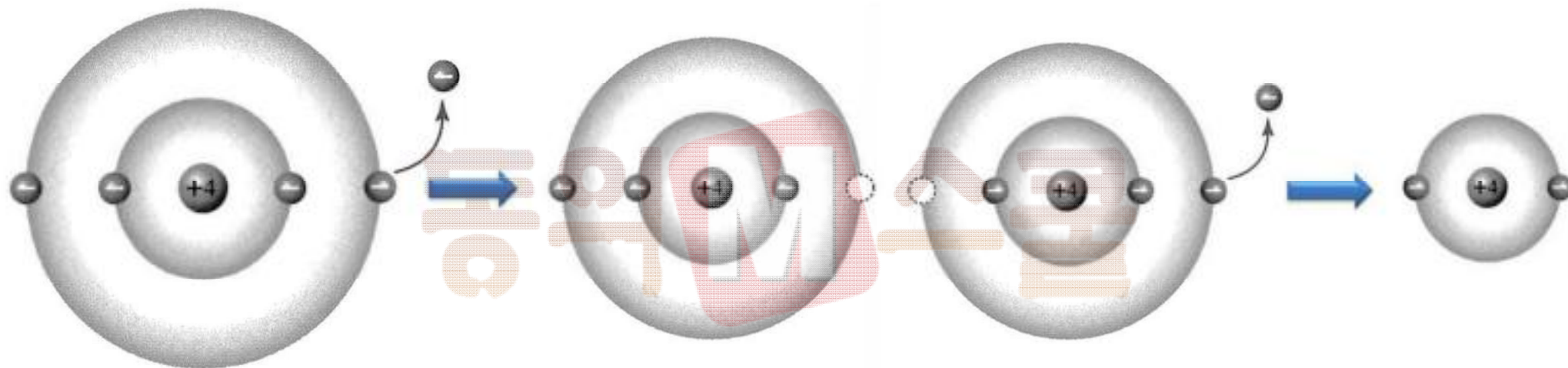
전자 껍질 수 증가
원자 반지름 증가
이온화 에너지 감소

1																	18		
H																	He		
3	4													9	10	17	18		
Li	Be													B	C	N	O	F	Ne
11	12													13	14	15	16	19	20
Na	Mg													Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72		
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104		
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og		

⑧ 순차적 이온화 에너지 : 중성 기체 원자 1몰에서 전자를 차례로 떼어내어 이온 1몰로 만드는데 필요한 에너지.

(p.25)

- 제1 이온화 에너지 : $M(g) + E_1 \rightarrow M^+(g) + e^-$
- 제2 이온화 에너지 : $M^+(g) + E_2 \rightarrow M^{2+}(g) + e^-$
- 제3 이온화 에너지 : $M^{2+}(g) + E_3 \rightarrow M^{3+}(g) + e^-$
- 한 원소에서 순차적 이온화 에너지는 제1, 제2, 제3 이온화 에너지로 갈수록 점점 증가함.
⇒ 그 이유는 원자에서 전자를 떼어낼수록 남아 있는 전자 사이의 반발력은 감소하고 전자와 원자핵과의 인력은 증가하므로 순차적 이온화 에너지는 점점 증가함.
- 원자가전자수 이상의 전자를 떼어낼 때는 순차적 이온화 에너지의 값이 급격히 커짐.
⇒ 그 이유는 원자가전자수까지는 같은 전자껍질의 전자를 떼어내지만 그 이상의 경우 원자핵에 더 가까운 전자껍질의 전자를 떼어내야 하기 때문임. 따라서 순차적 이온화 에너지가 급격히 증가하기 전까지의 전자가 원자가전자임.
- 2주기의 어떤 원소의 순차적 이온화 에너지가 $E_1 < E_2 \ll E_3 < \dots$ 이면 전자가 2개를 떼어내기 쉬우므로 이 원소의 원자가전자수는 2개이고, 이 원소는 ${}_4\text{Be}$ 임.

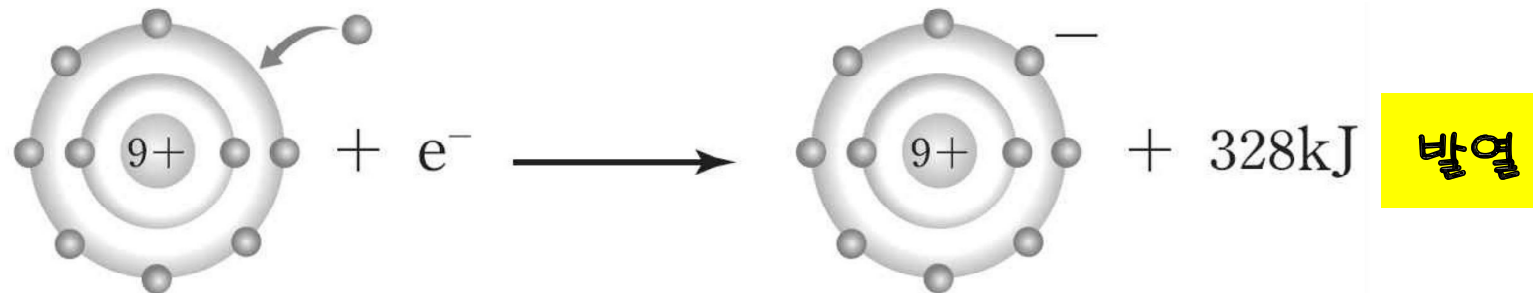


(p.26)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
IE_1	496	738	578	787	1,012	1,000	1,251	1,520
IE_2	4,562	1,451	1,817	1,577	1,903	2,251	2,297	2,665
IE_3	6,912	7,733	2,745	3,231	2,912	3,361	3,822	3,931
IE_4	9,543	10,540	11,575	4,356	4,956	4,564	5,158	5,770
IE_5	13,353	13,630	14,830	16,091	6,273	7,013	6,540	7,238
IE_6	16,610	17,995	18,376	19,784	22,233	8,495	9,458	8,781
IE_7	20,114	21,703	23,293	23,783	25,397	27,106	11,020	11,995

n 차 이온화 에너지에서 매우 큰 이온화 에너지 증가를 보이면 $n-1$ 은 전형 원소 족 번호의 끝자리를 나타냄.

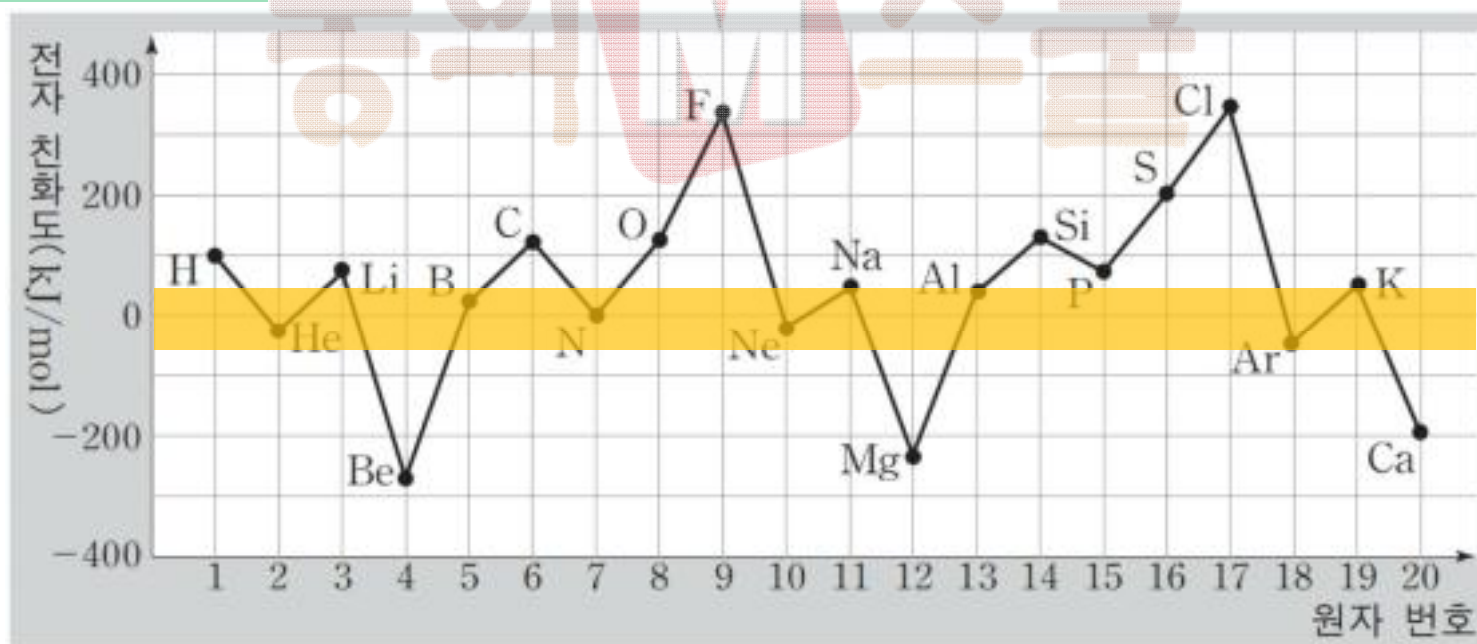
(4) 전자 친화도

- ① 전자 친화도 : 기체 상태의 중성 원자 1몰이 전자 1몰을 받아들여 음이온으로 될 때 방출하는 에너지. (단, 2족, 18족은 예외)
- ② 전자 친화도가 큰 원소일수록 그 원소의 음이온은 안정. 따라서 전자 친화도가 큰 원소는 음이온이 되기 쉬움.



③ 전자 친화도의 주기성

- 일반적으로 같은 주기에서는 비금속 원소가 금속 원소보다 전자 친화도가 큰 값을 가지며, 각 주기에서 전자 친화도가 가장 큰 원소는 17족 할로젠 원소임.
- 2주기 원소인 N, O, F의 전자 친화도는 3주기 원소인 P, S, Cl의 전자 친화도보다 작음.
⇒ 그 이유는 N, O, F의 원자 반지름이 너무 작아 전자를 받아들이는 것에 대한 반발력이 크기 때문임.



(p.27)

1	H 73								He 0
2	Li 60	Be (~0)		B 29	C 122	N 0	O 141	F 328	Ne 0
3	Na 53	Mg (~0)	Cu 118	Al 43	Si 134	P 72	S 200	Cl 349	Ar 0
4	K 48	Ca (~0)	Ag 125	Ga 29	Ge 119	As 78	Se 195	Br 324	Kr 0
5	Rb 47	Sr (~0)	Au 282	In 29	Sn 107	Sb 101	Te 190	I 295	Xe 0
6	Cs 45	Ba (~0)		Tl 19	Pb 35	Bi 91			



자료 분석

산소 원자의 전자 친화도의 의미.

- 산소 원자의 전자 친화도는 $O(g) + e^- \rightarrow O^-(g) + 141 \text{ kJ}$ 가 된다. 따라서 산소의 전자 친화도 141 kJ은 산소 원자가 안정된 이온이 O^{2-} 가 아니라 O^- 가 될 때 방출하는 에너지가 141 kJ/mol이라는 뜻이다.
- O^- 가 O^{2-} 가 될 때의 에너지 변화는 $O^-(g) + e^- \rightarrow O^{2-}(g) - 780 \text{ kJ}$ 이다. 즉, O^- 가 O^{2-} 가 되기 위해서는 많은 에너지를 흡수해야 한다.
- 하지만 MgO , CaO 등 안정된 산화물에서는 O^{2-} 은 이온 화합물 안에서 양이온들과 O^{2-} 사이에 작용하는 큰 정전기적 인력에 의해서 안정해진다.



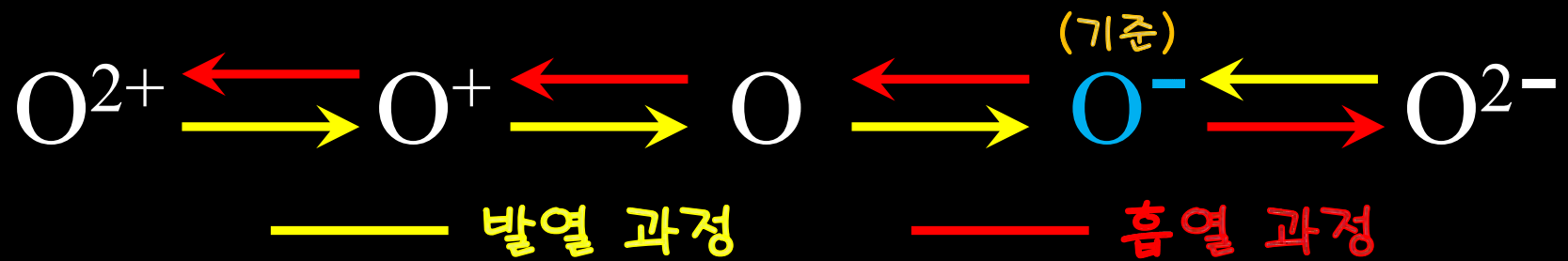
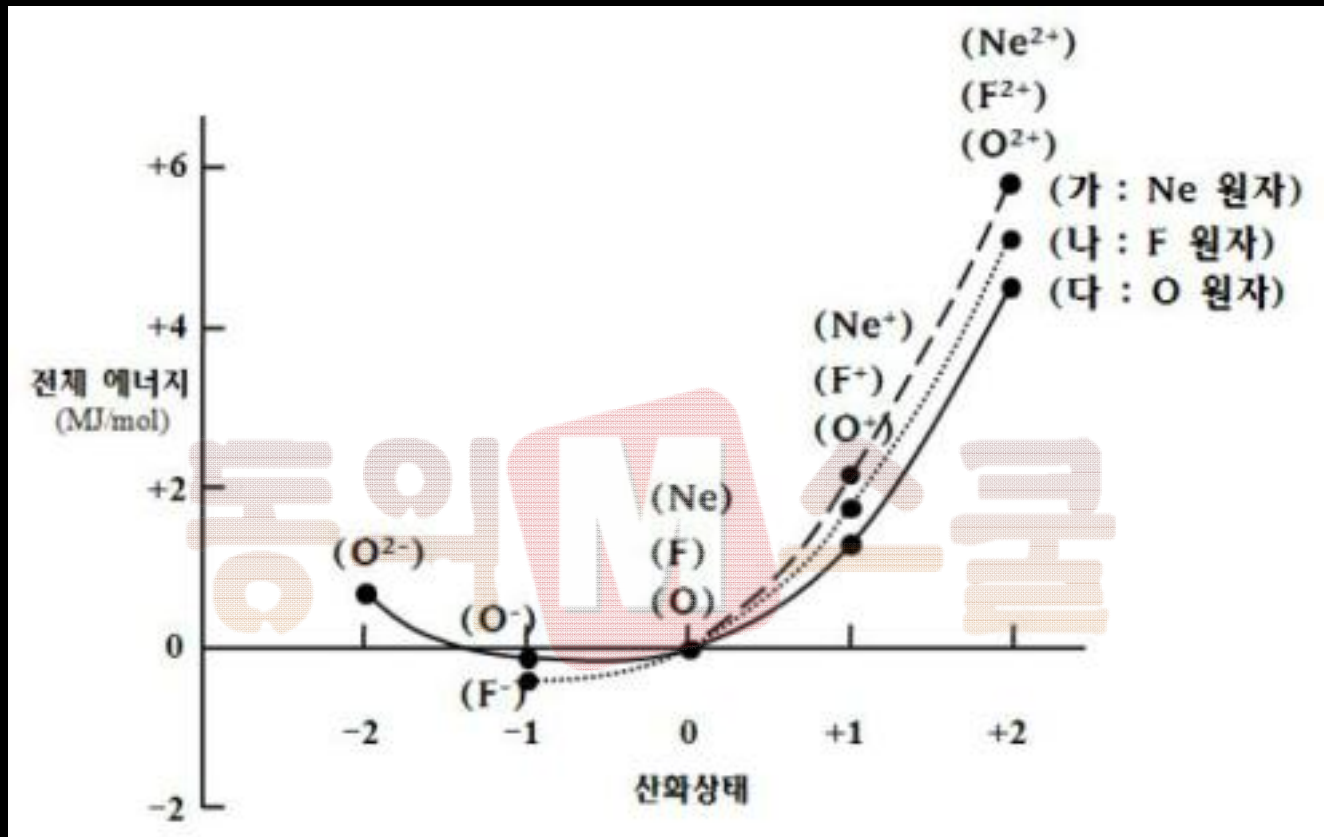
양이온과 음이온의 전자친화도

① 양이온

: $M^{2+}(g) + e^{-} \rightarrow M^{+}(g) + E$, $M^{+}(g) + e^{-} \rightarrow M(g) + E$ 와 같이
양이온에 대한 전자친화도 과정은 이온화 에너지(흡열 과정)의 반대이므로
항상 발열 과정이다.

② 음이온

: $E + X^{2-}(g) + e^{-} \rightarrow X^{3-}(g)$, $E + X^{-}(g) + e^{-} \rightarrow X^{2-}(g)$ 와 같이
음이온에 대한 전자친화도 과정은 또 다른 음전하를 띤 음이온에 접근시킬 때에
항상 에너지가 필요한 흡열 과정이다.





자료 분석

전자 친화도의 요약 •

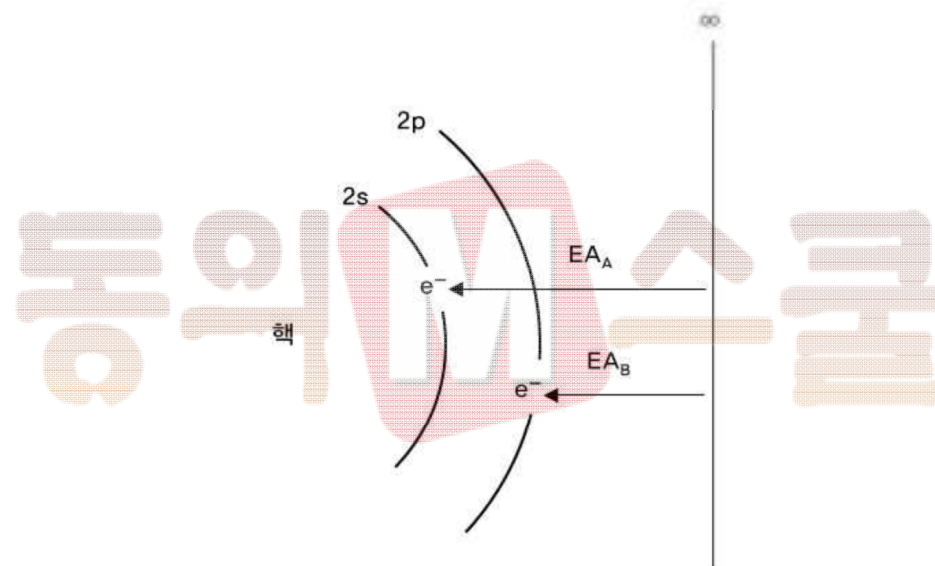
① 주기와 족에 따른 전자친화도

전자 친화도는 일반적으로 주기율표의 같은 주기에서 왼쪽 → 오른쪽 방향으로 진행될수록 더 큰 양수가 되는 것을 알 수 있다. 단, 18족의 비활성 기체는 제외한다.

☞ 이러한 전자친화도 증가는 추가되는 전자에 대한 인력의 증가 때문이다. 원자가전자의 전자 배치가 ns^2np^5 인 할로젠 원자들이 가장 큰 양수의 전자 친화도를 가진다. 이것들은 전자 하나를 얻어 비활성 기체 전자 배치 ns^2np^6 를 가진 음이온들을 형성한다. 즉, 매우 큰 양수의 전자 친화도를 가진 원소는 쉽게 전자를 얻어 음이온을 형성한다는 것을 의미한다.

② 2족 원소

2족 원소의 s 오비탈이 채워져 있기 때문에, 2족 원소에 전자 하나를 추가하기가 매우 어렵다.



③ 15족 원소

15족 원소들에 대한 값들은 예상보다 작는데, 이는 반이 채워진 3개의 p 오비탈에 하나의 전자가 추가되면 쌍을 이루어야 하기 때문이다($ns^2np^3 \rightarrow ns^2np^4$). 이러한 결과로 발생하는 반발력이 핵의 증가된 인력보다 크다.

④ 18족 원소

이온화 에너지의 경우 같은 족에서 이온화 에너지가 가장 큰 원소는 비활성 기체이다. 그러므로 비활성 기체가 양이온이 되기 가장 어려운 것이다. 전자친화도의 경우 경향성대로 해석한다면 비활성기체의 전자친화도가 가장 커야한다. 그러나 비활성 기체는 안정성으로 인해 음이온이 되기가 매우 어렵기 때문에 전자를 받아들이는 과정이 흡열과정이 된다.

⑤ ${}_9\text{F}$ 와 ${}_{17}\text{Cl}$ 의 관계

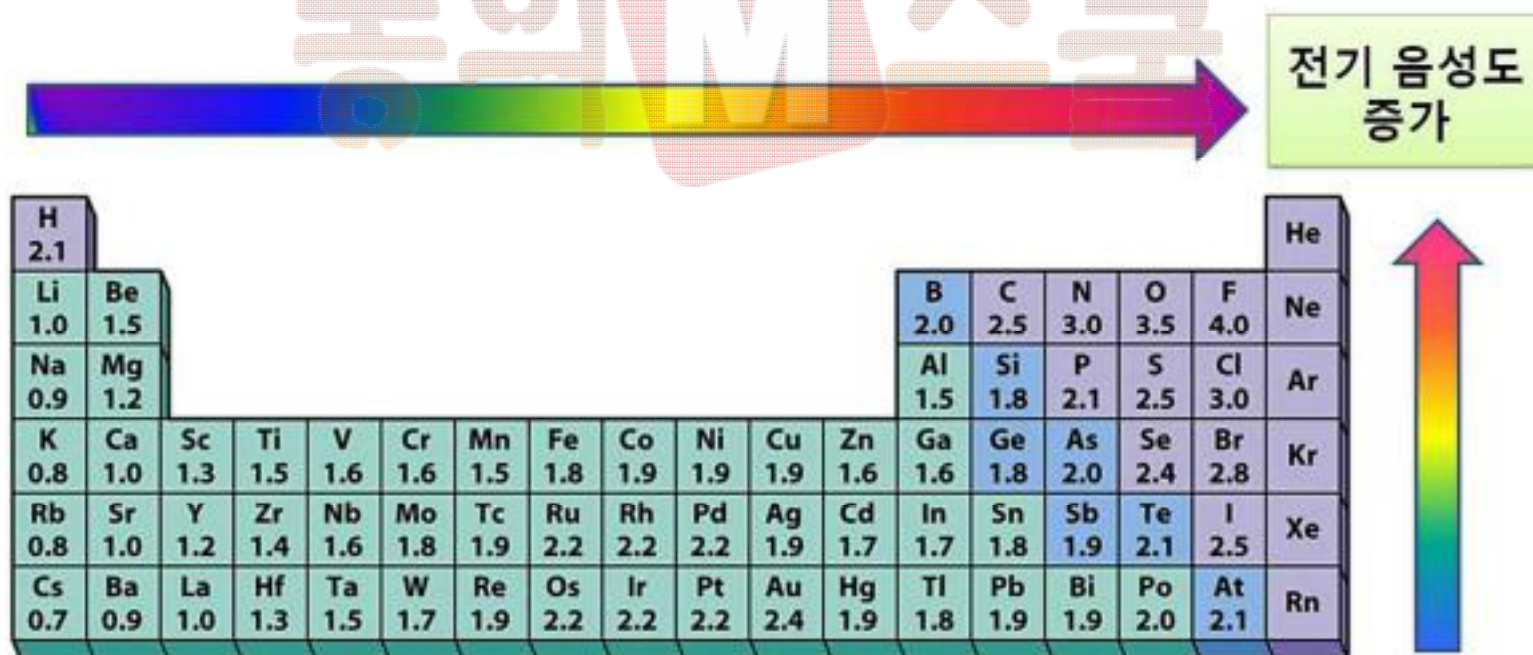
전자친화도의 경향성은 오른쪽 맨 위로 갈수록 전자친화도는 커져야 한다. 그렇다면 비활성 기체의 예외성을 인정한다면 가장 전자친화도가 큰 원소는 ${}_9\text{F}$ 가 되어야 한다. 그러나 2주기에는 전자가 8개 존재하기에는 오비탈의 크기가 작기 때문에 반발력이 작용한다. 그러므로 ${}_9\text{F}$ 에 전자 하나가 채워질 때 전자 반발력 때문에 방출되는 에너지가 작아진다. 결론적으로 전자친화도가 가장 큰 것은 ${}_9\text{F}$ 가 아닌 ${}_{17}\text{Cl}$ 이 된다.

(5) 전기 음성도

- ① 전기음성도 : 원자가 다른 원자와 화학 결합되어 있을 때 전자들을 자기 자신에게 끌어당기는 상대적 경향성을 나타내는 척도임.
- ② 전기음성도가 높은 원소(비금속 원소)는 전자를 얻어 양이온을 형성하고, 낮은 원소(금속 원소)는 전자를 잃고 양이온을 형성함.
- ③ 원소들이 전기음성도는 폴링(Pauling) 척도라고 불리는 임의적인 크기로 나타냄.
- ④ 전형 원소의 전기음성도는 주기율표에서 왼쪽 → 오른쪽으로 증가하고, 아래에서 위 방향으로 증가함.

- ⑤ F의 전기음성도는 4.0으로 다른 원소에 비해 전기음성도가 가장 큼. 이것은 F가 다른 원소와 화학 결합을 했을 때 전자를 끌어당기는 경향이 다른 어떤 원소보다도 크다는 것을 의미함. O는 두 번째로 큰 전기음성도를 가짐.
- ⑥ 매우 다른 전기음성도들을 가진 두 원소(금속 원소와 비금속 원소)는 서로 반응하여 이온 결합 화합물을 형성하는 경향을 가짐. 또한, 비슷한 전기음성도들을 가진 두 비금속 원소들은 공유 결합 화합물을 형성하는 경향을 가짐.

(p.28)





자료 분석

멀리켄(Mulliken)의 전기 음성도 척도 ·

이온화 에너지와 전자 친화도로부터 원자가 음이온을 쉽게 형성할 것인지, 양이온을 쉽게 형성할 것인지를 알 수 있다.

- 주기율표의 왼쪽 아랫부분에 있는 원소들은 이온화 에너지가 작고 전자 친화도도 작다. 이 원소들은 양이온 되기 위해 전자를 쉽게 잃지만 음이온이 되기 위해 전자를 받기가 쉽지 않다. 그러므로 이 원소들은 다른 원소들과 반응할 때 전자 주개의 역할을 한다.
- 주기율표의 같은 주기에서 오른쪽 위로 갈수록 이온화 에너지 및 전자 친화도가 크다(비활성 기체는 제외). 그 결과 이들 원소는 전자를 잘 받아들이며 쉽게 전자를 내주지 않는다. 이런 원소들은 전자 받개의 역할을 한다.
- 멀리켄은 전기음성도를 이온화 에너지와 전자 친화도의 평균치에 비례한다고 정의하였다.

$$\text{전기음성도(멀리켄)} \propto \frac{1}{2}(IE_1 + EA)$$