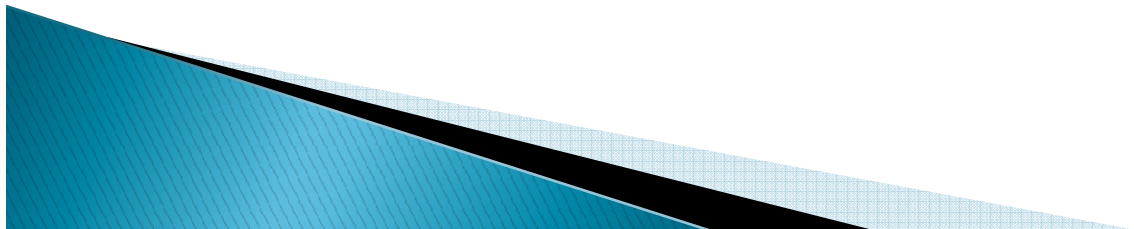


제 6 장 화학결합

화학결합 : 화합물에서 원자들을 붙들어 매는 인력.

1. **이온결합 (ionic bonding)** : 하나의 원자나 원자의 그룹에서 다른 곳으로 한 개 또는 여러 개의 알짜 전자 이동으로 생성되는 **이온들 사이의 정전기적 상호 작용의 결과로 형성.** - 이온 결합 화합물
2. **공유결합 (covalent bonding)** : 두 원자 사이에 한 쌍 또는 여러 쌍의 전자를 공유함으로써 형성. - 공유 결합 화합물



성질

이온 결합 화합물	공유 결합 화합물
<ol style="list-style-type: none">1. 높은 용융점(대체적으로 400 °C 이상)을 가지는 고체다.2. 많은 경우 물과 같은 극성 용매에 녹는다.3. 대부분 헥산(C₆H₁₄) 그리고 사염화탄소(CCl₄) 같은 비극성 용매에 녹지 않는다.4. 용융된 화합물은 그들이 유동성이 좋은 하전 입자를 가지고 있기 때문에 전도성이 좋다.5. 수용액은 유동성이 있는 하전 입자를 가지고 있기 때문에 전도성이 좋다.6. 금속과 비금속처럼 전기 음성도 차이가 큰 두 원소 사이에서 자주 형성된다.	<ol style="list-style-type: none">1. 낮은 용융점(대체적으로 300 °C 이하)을 갖는 기체, 액체 또는 고체이다.2. 많은 경우 극성 용매에 녹지 않는다.3. 대부분 헥산(C₆H₁₄) 그리고 사염화 탄소(CCl₄) 같은 비극성 용매에 녹는다.4. 액체 또는 용융된 화합물은 전도성이 없다.5. 수용액에서 대부분 하전된 입자들이 없어 전도성이 좋지 않다.6. 전기 음성도가 비슷한 두 원소, 보통 비금속들 사이에서 자주 형성된다.

6-1 원자의 루이스 구조식

원소의 최외각 전자 수와 배치 → 화학 결합뿐 아니라 화학적 물리적 성질 결정

→ 화학적으로 중요한 원자가 전자 (valence electron)

→ 루이스 점 구조식, 루이스 점 표시, 루이스 구조식

(s, p 궤도함수만이 점으로 표시)

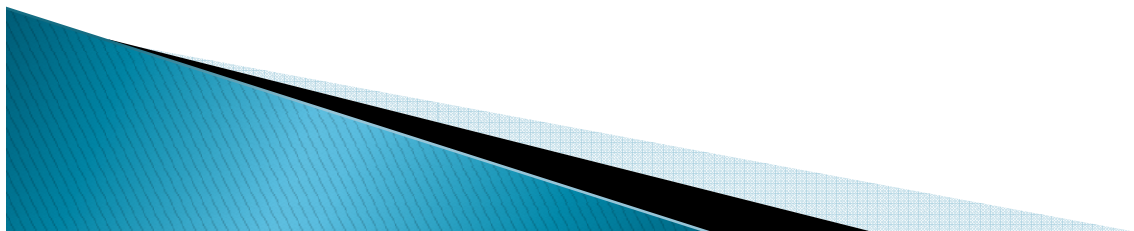


표 6-1 주족 원소의 루이스 점 표시

족	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
최외각에 있는 전자 수	1	2	3	4	5	6	7	8 (He제외)
주기 1	H ·							He :
주기 2	Li ·	Be :	B ·	C ·	·N ·	·O :	·F :	:Ne :
주기 3	Na ·	Mg :	Al ·	Si ·	·P ·	·S :	·Cl :	:Ar :
주기 4	K ·	Ca :	Ga ·	Ge ·	·As ·	·Se :	·Br :	:Kr :
주기 5	Rb ·	Sr :	In ·	Sn ·	·Sb ·	·Te :	·I :	:Xe :
주기 6	Cs ·	Ba :	Tl ·	Pb ·	·Bi ·	·Po :	·At :	:Rn :
주기 7	Fr ·	Ra :						

든지 상관 없다. 그러나 여기서는 전자 쌍은 점의 쌍으로, 단일 전자는 단일 점으로 표시된다.

이온 결합

6-2 이온성 화합물의 형성

이온 (ion) : 전하를 가지고 있는 하나의 원자 또는 원자단

1. 양이온 (cation) : 전자를 양성자보다 적게 가진 양으로 하전된 이온.
2. 음이온(anion) : 전자를 양성자보다 많이 가져 음으로 하전된 이온.

* 단원자 이온 : 하나의 원자로만 구성된 이온, Cl^-

다원자 이온 : 두 개 이상의 원자를 포함한 이온, NH_4^+

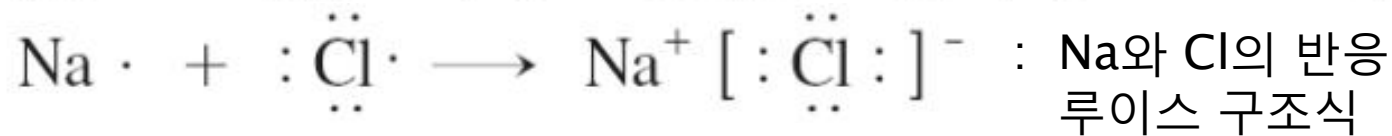
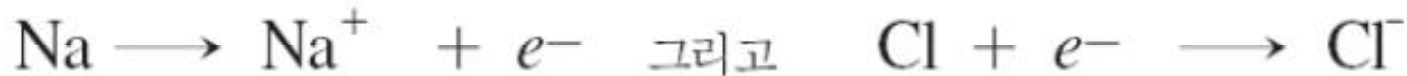
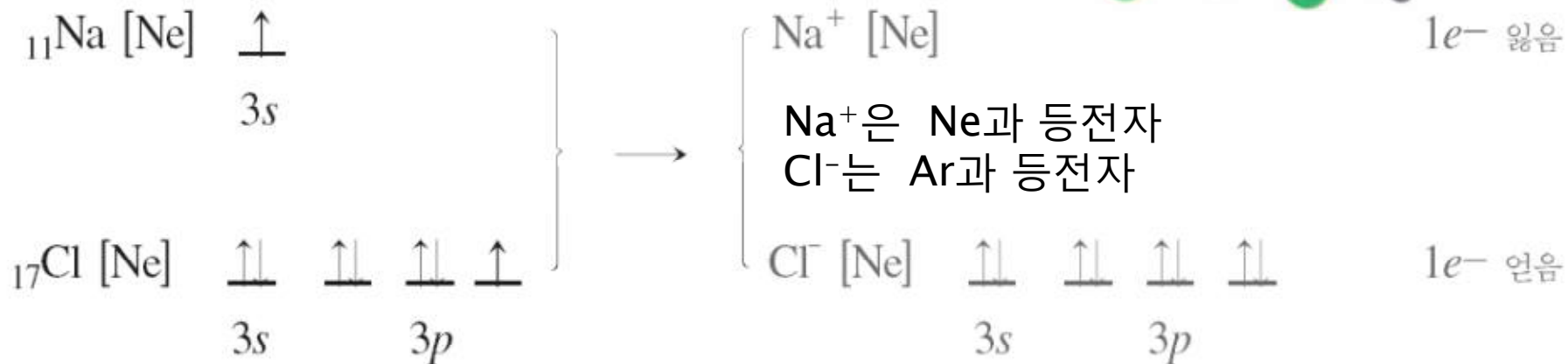
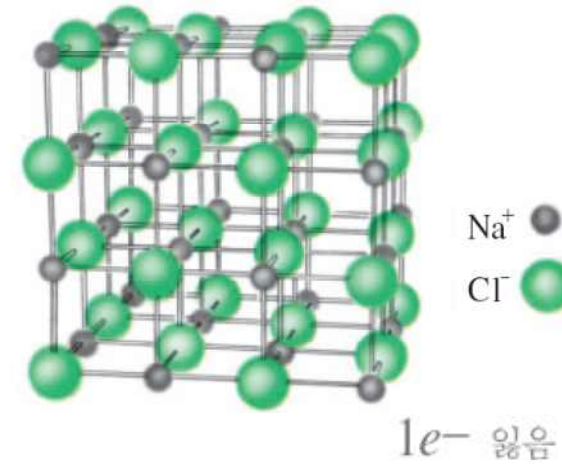
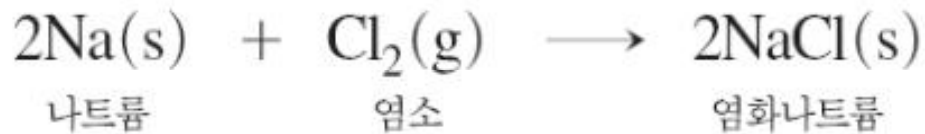
이온결합

이온 결합은 많은 반대로 하전된 이온들의 인력이며 고체를 만든다. 이런 고체 화합물을 이온성 고체라고 한다.

금속과 비금속처럼 두 원소 사이의 전기 음성도 차이 $\Delta(EN)$ 가 클 때 원소들은 이온 결합 화합물을 형성하려 한다.

A족 원소들은 주기율표에서 멀리 있을수록 이온 결합을 더욱 잘 형성한다.

IA족 금속(Na)과 VIIA족 비금속(Cl)



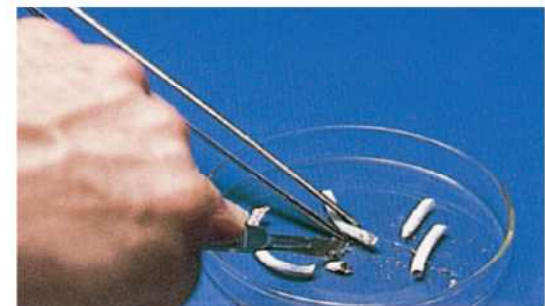
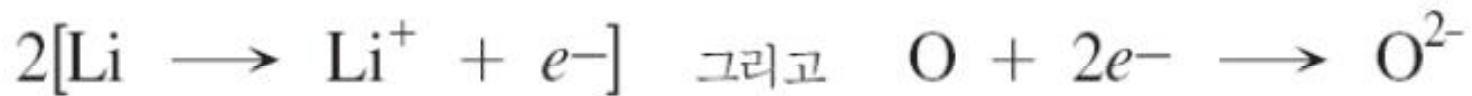
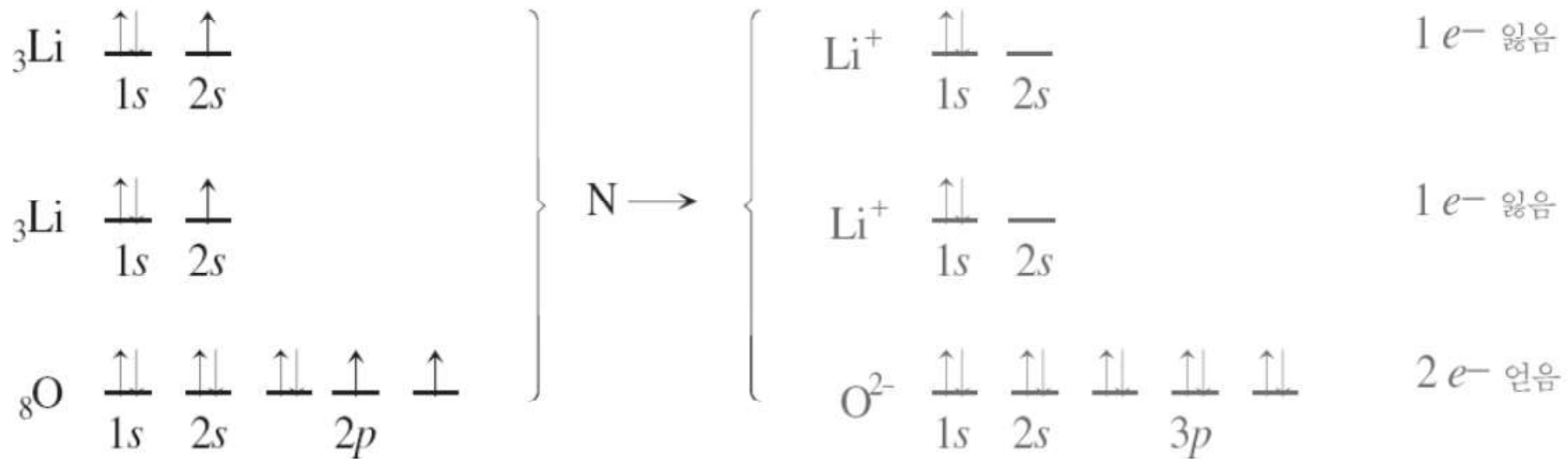
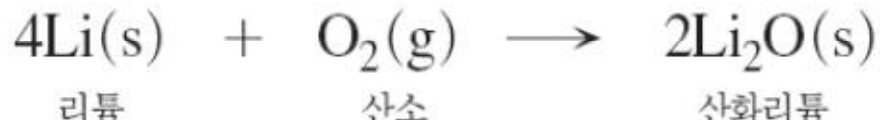


▲ 금방 자른 나트륨은 금속 광택을 띠나 곧 공기와 반응하여 하얗게 변한다.



▲ 몇 가지 이온 결합 화합물들. 시계 방향으로 NaCl (흰색), $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (청색), $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (녹색), $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (주황색) 그리고 $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (빨강색) 1 mol에 해당하는 양.

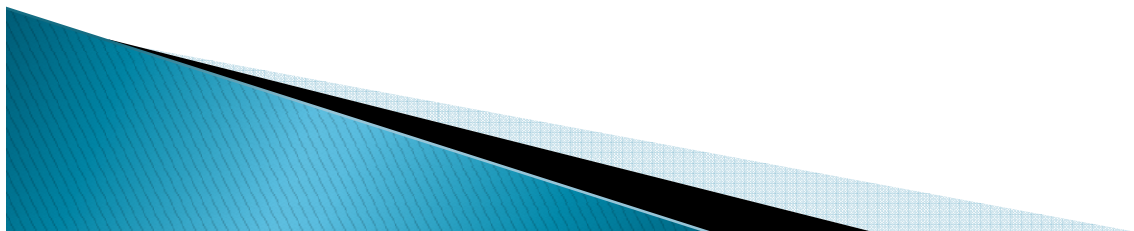
IA족 금속(Li)과 VIA족 비금속(O)



▲ 리튬은 금방 잘랐을 때는 표면이 반짝이지만 공기에 노출하면 표면은 산화리튬으로 변한다.

표 6-2 간단한 2성분 이온 결합 화합물

금속		비금속		일반 화학식	존재하는 이온들	예	녹는 점 (°C)
IA	+	VIIA	→	MX	(M ⁺ , X ⁻)	LiBr	547
IIA	+	VIIA	→	MX ₂	(M ²⁺ , 2X ⁻)	MgCl ₂	708
IIIA	+	VIIA	→	MX ₃	(M ³⁺ , 3X ⁻)	GaF ₃	800 (subl)
IA	+	VIA	→	M ₂ X	(2M ⁺ , X ²⁻)	Li ₂ O	> 1700
IIA	+	VIA	→	MX	(M ²⁺ , X ²⁻)	CaO	2580
IIIA	+	VIA	→	M ₂ X ₃	(2M ³⁺ , 3X ²⁻)	Al ₂ O ₃	2045
IA	+	VA	→	M ₃ X	(3M ⁺ , X ³⁻)	Li ₃ N	840
IIA	+	VA	→	M ₃ X ₂	(3M ²⁺ , 2X ³⁻)	Ca ₃ P ₂	≈ 1600
IIIA	+	VA	→	MX	(M ³⁺ , X ³⁻)	AlP	



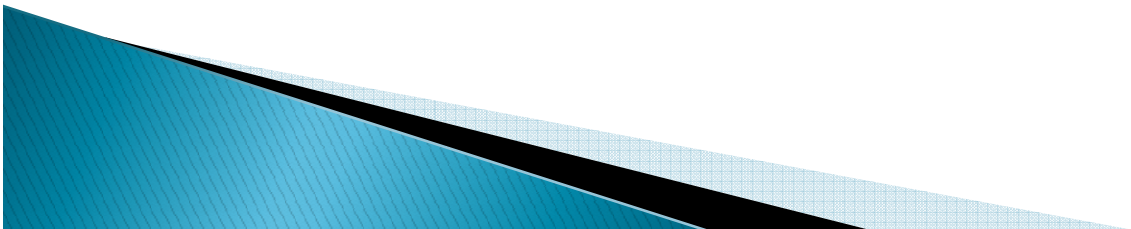
공유 결합

6-3 공유 결합의 형성

공유 결합(covalent bond)은 두 원자가 하나 이상의 전자 쌍을 공유할 때 형성된다. 공유 결합은 원자 사이의 전기 음성도 차이, $\Delta(EN)$ 가 0이거나 아주 작을 때 형성된다.

: 분자 내의 원자들 사이의 결합(분자 내 결합)은 상대적으로 강하나,
분자 사이의 인력(분자간 힘)은 약하다.

→ 녹는점, 끓는점 : 이온결합 > 공유결합



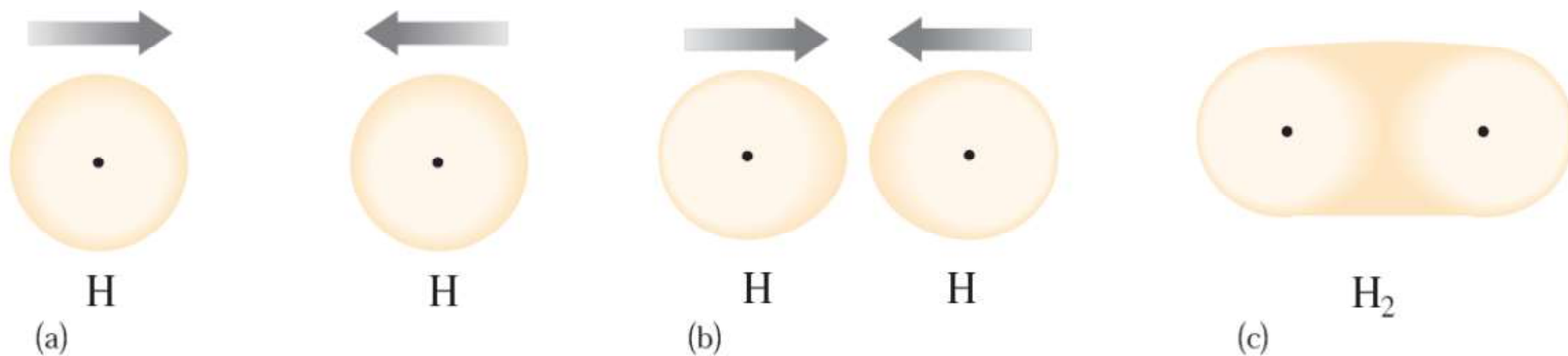


그림 6-3 두 수소 원자들 사이에 공유 결합이 형성되는 과정. (a) 두 수소가 아주 멀리 떨어져짐. (b) 두 수소가 접근하면 전자는 다른 원소의 핵으로부터 인력을 받음. (c) 두 전자가 1s 궤도함수에 차 들어가 중첩되고 핵 사이의 전자 밀도가 최대가 된다.

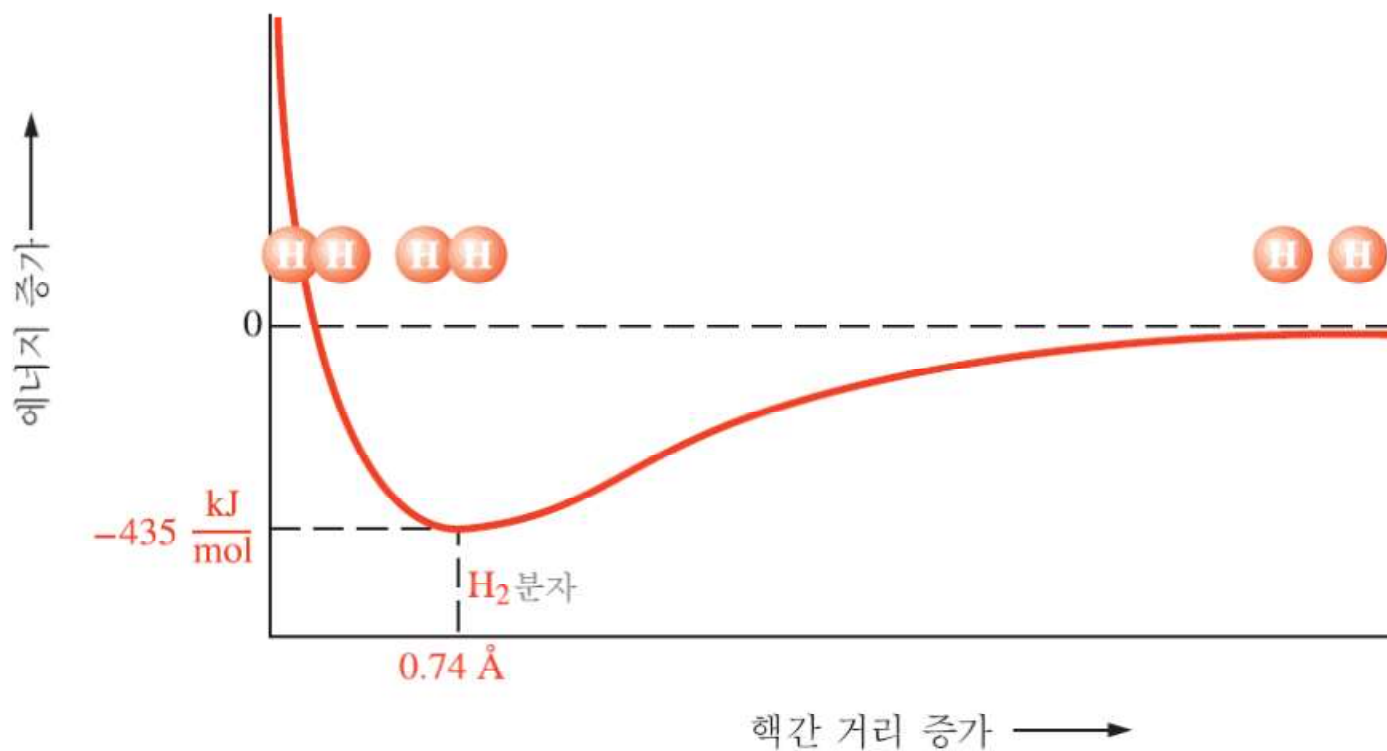
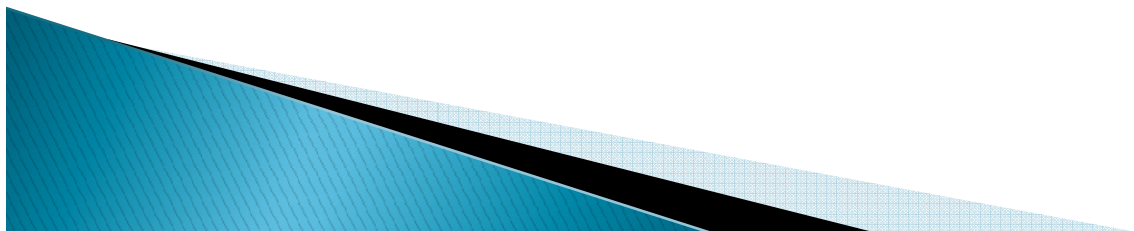
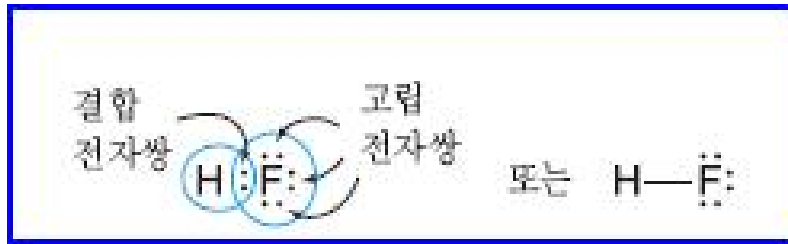


그림 6-4 두 핵간 거리 함수로 나타낸 H₂ 분자의 위치 에너지.

* 루이스 식에서 각각의 공유 전자 쌍을 두 점으로 표시하거나 하나의 막대 선으로 표시



결합전자쌍과 고립전자쌍



결합의 형태와 결합 차수

결합차수 (bond order)- 결합하는 원자들이 공유하는 전자쌍의 수

단일 공유 결합 (single covalent bond) : 1쌍의 전자를 공유한다. → 단일결합

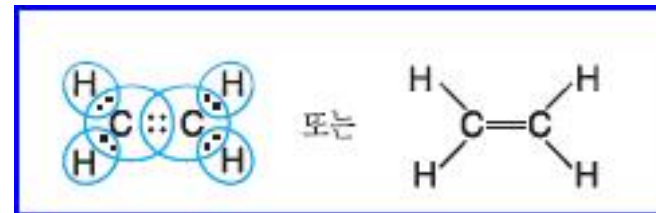
이중 공유 결합 (double covalent bond) : 2 쌍의 전자를 공유한다. → 이중결합

삼중 공유 결합 (triple covalent bond) : 3쌍의 전자를 공유한다. → 삼중결합

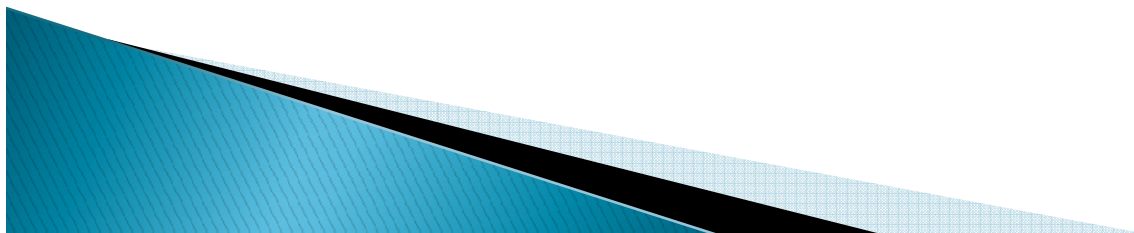
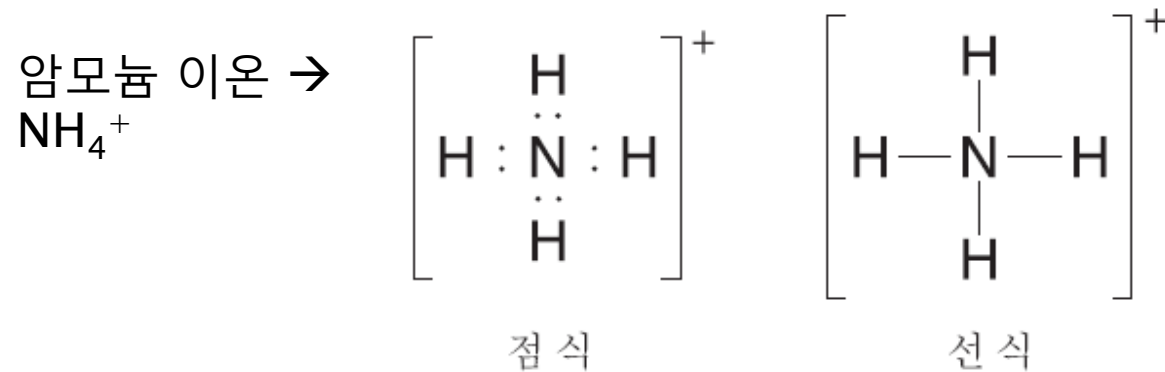
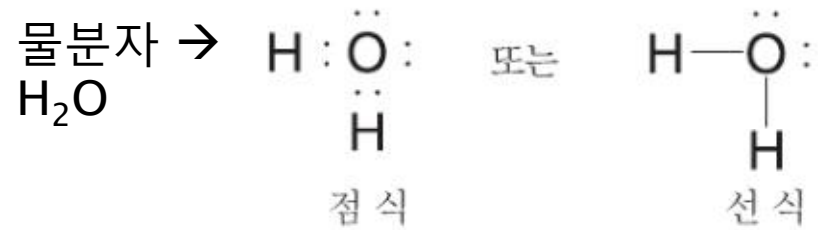
단일결합(single bond)
결합차수 1

이중결합(double bond)
결합차수 2

삼중결합(triple bond)
결합차수 3



6-4 분자와 다원자 이온의 루이스 구조식



6-5 옥테트 법칙

대부분의 원자는 화합물에서 0족 기체와 같은 전자 배치를 한다.

→ 외각에 8개의 전자를 가진다.
(He은 예외)

→ 옥테트 법칙(팔중항 법칙)

$$S = N - A$$

S = 결합에 참여한 전자 수

N = 0족 기체의 전자 배치를 갖기 위해 필요한 전자의 총 수($N = 8 \times$ 원자 수(H 제외) + $2 \times$ H 원자 수)

A = 모든 원자에 포함된 원자가 전자의 수. 이 경우 음이온은 전하 수 만큼 전자를 더하고 양이온은 전자를 뺀다.

$$\text{F}_2 \quad N = 2 \times 8 \text{ (2개의 F 원자)} = 16 e^-$$

$$A = 2 \times 7 \text{ (2개의 F 원자)} = 14 e^-$$

$$S = N - A = 16 - 14 = 2 e^-$$

$$\text{HF} \quad N = 1 \times 2 \text{ (1개의 H 원자)} + 1 \times 8 \text{ (1개의 F 원자)} = 10 e^-$$

$$A = 1 \times 1 \text{ (1개의 H 원자)} + 1 \times 7 \text{ (1개의 F 원자)} = 8 e^-$$

$$S = N - A = 10 - 8 = 2 e^-$$

루이스 구조에서 옥테트 규칙의 이용

단일결합을 가지는 분자의 Lewis 구조



그림 10.1 분자식을 루이스 구조로 변환하는 단계.

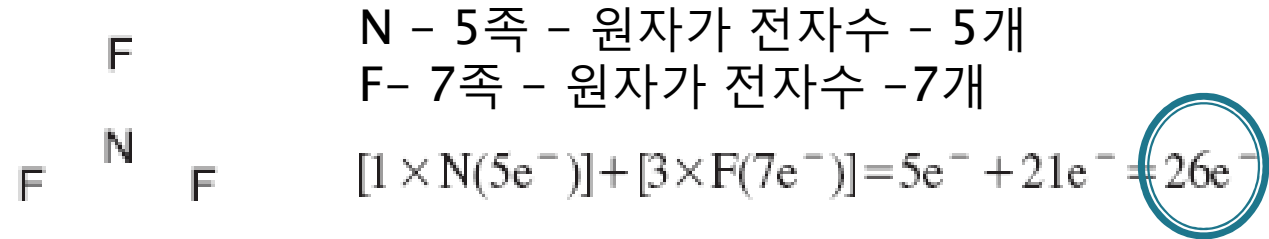
- 1 단계 - 중심원자결정, 각 원자를 상대적 위치에 놓는다.
 분자식이 AB_n인 분자의 경우 족 숫자가 작은 원자를 중심에 놓는다
 중심원자는 일반적으로 전기음성도가 작다

예) NF₃ (nitrogen trifluoride, 삼플루오린화 질소)

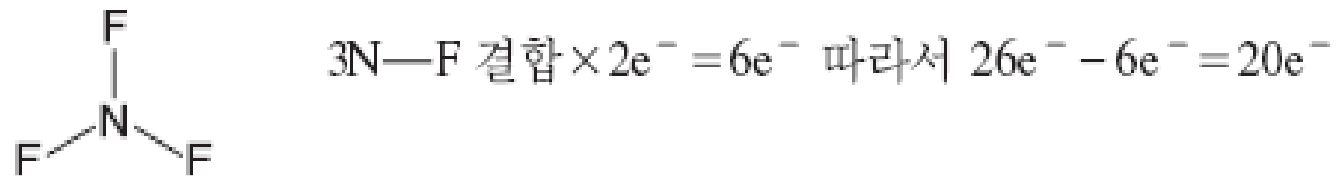
N - 5족, F - 7족



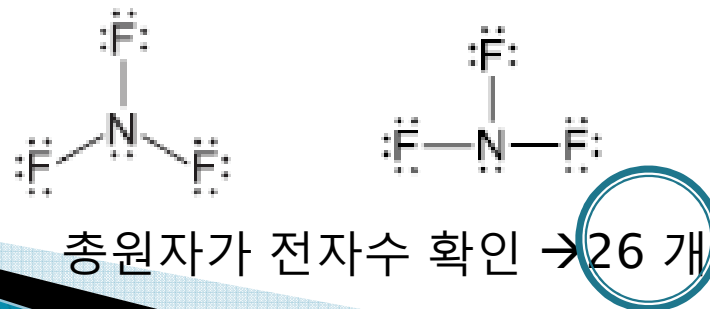
2단계 - 총원자가 전자수 파악



3단계 - 중심원자와 주위원자들을 단일결합으로 연결하고 각 결합마다 2개의 전자를 배정 - 각 단일결합마다 2개씩의 전자를 뺀다.



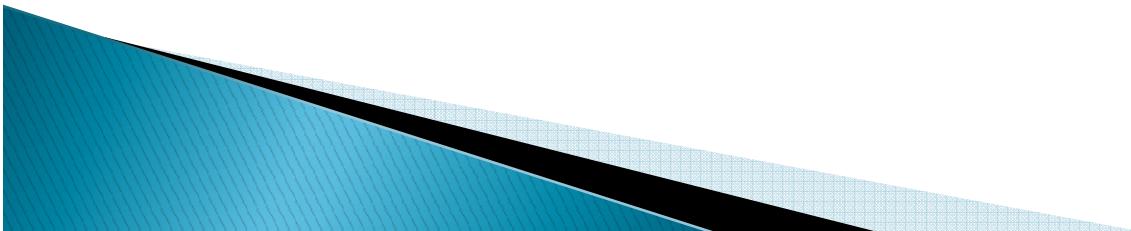
4단계 - 각원자에 8개씩 전자를 가지도록 남아있는 전자쌍 배분 (H는 2개)



다중결합을 가지는 분자의 루이스 구조

-1~4단계 후 중심원자가(여러 중심 원자중 하나) 가 옥테트를 이룰 수 없을 때
→ 다중결합 존재 → 5 단계필요

5단계 - 중심원자가 옥테트 만족 못하면 주위원자에 있는 비공유 전자쌍을
중심원자와 결합 전자쌍으로 변화시켜 다중결합 만든다.

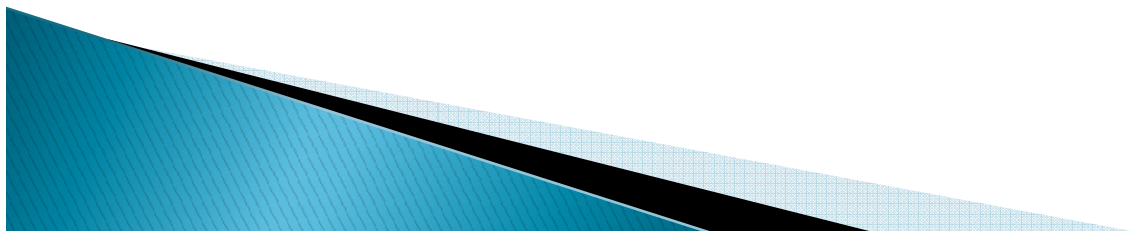


예제 6-1 루이스 구조식 쓰기

질소 분자(N_2)의 루이스 구조식을 써라.

계획

루이스 식을 쓰는 순서를 따른다.



예제 6-1 루이스 구조식 쓰기

질소 분자(N_2)의 루이스 구조식을 써라.

계획

루이스 식을 쓰는 순서를 따른다.

풀이

1 단계: 골격 N N

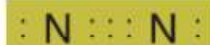
2 단계: $N = 2 \times 8 = 16 e^-$ 필요한 총 전자 수

$A = 2 \times 5 = 10 e^-$ 이용할 수 있는 총 전자 수

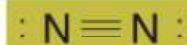
$S = N - A = 16 e^- - 10 e^- = 6 e^-$ 공유 전자 수

3 단계: N ::: N $6 e^-$ (3쌍)이 공유됨; 삼중 결합.

4 단계: 4개의 고립 전자 쌍을 더해준다. 완성된 식은



또는



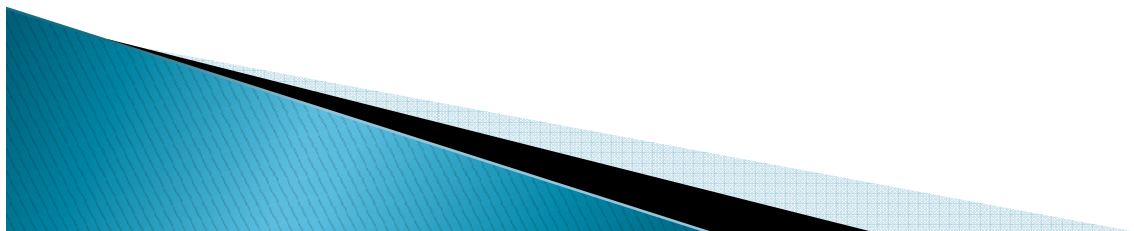
확인 $10 e^-$ (5쌍)이 이용됨.

예제 6-2 루이스 구조식 쓰기

이황화 탄소 분자(CS_2)의 루이스 구조식을 써라.

계획

$S = N - A$ 관계를 이용하여 루이스 식을 쓰는 순서를 따른다.



예제 6-2 루이스 구조식 쓰기

이황화 탄소 분자(CS_2)의 루이스 구조식을 써라.

계획

$S = N - A$ 관계를 이용하여 루이스 식을 쓰는 순서를 따른다.

풀이

1 단계: 골격 S C S

2 단계: $N = 1 \times 8 (\text{C}) + 2 \times 8 (\text{S}) = 24 e^-$ 필요한 총 전자 수

$A = 1 \times 4 (\text{C}) + 2 \times 6 (\text{S}) = 16 e^-$ 이용할 수 있는 총 전자 수

$S = N - A = 24 e^- - 16 e^- = 8 e^-$ 공유 전자 수

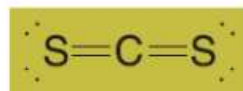
3 단계: S : : C : : S $8 e^-$ (4쌍)이 공유됨; 2개의 이중 결합.

4 단계: C는 이미 팔중항을 만족하므로 $8 e^-$ 를 2개의 S 원자에 옥테트 법칙을 만족시키면서 넣어준다.

완성된 루이스 식은



또는



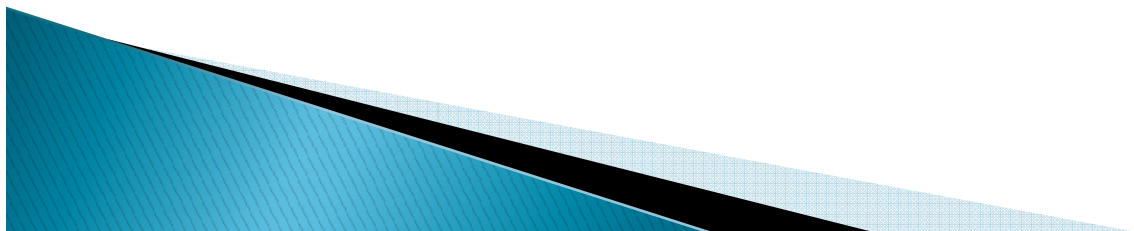
확인 $16 e^-$ (8쌍)이 이용됨.

예제 6-3 루이스 구조식 쓰기

탄산 이온(CO_3^{2-})의 루이스 구조식을 써라.

계획

이온의 경우에도 루이스 식을 쓰는 순서를 따른다. 이온의 전하에 따라 총 전자 수 A 를 수정하는 것을 잊지 말아야 한다.



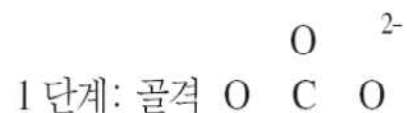
예제 6-3 루이스 구조식 쓰기

탄산 이온(CO_3^{2-})의 루이스 구조식을 써라.

계획

이온의 경우에도 루이스 식을 쓰는 순서를 따른다. 이온의 전하에 따라 총 전자 수 A 를 수정하는 것을 잊지 말아야 한다.

풀이



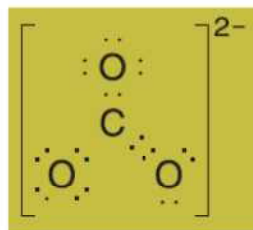
2 단계: $N = 1 \times 8 (\text{C}) + 3 \times 8 (\text{O}) = 32 e^-$ 필요한 총 전자 수

$A = 1 \times 4 (\text{C}) + 3 \times 6 (\text{O}) + 2 (2^- \text{ 전하}) = 24 e^-$ 이용할 수 있는 총 전자 수

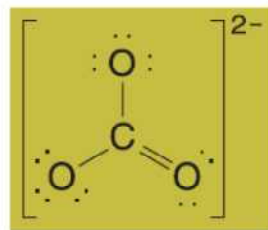
$S = N - A = 32 e^- - 24 e^- = 8 e^-$ (4쌍) 공유 전자 수

3 단계: 4쌍이 공유됨; 어떤 O에 이중 결합이 들어가도 관계없음.

4 단계: 루이스 식은

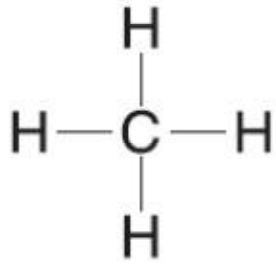


또는

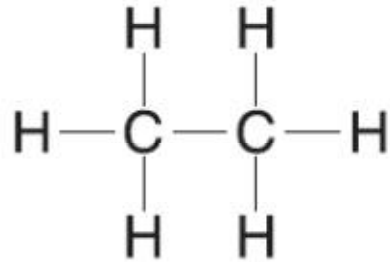


확인 $24 e^-$ (12쌍)이 이용됨.

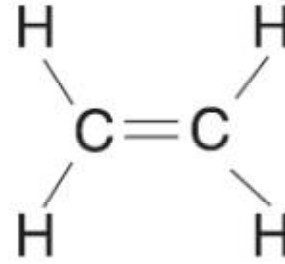
유기화합물 루이스 구조식



메탄, CH₄



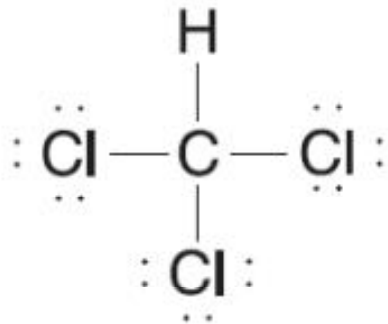
에탄, C₂H₆



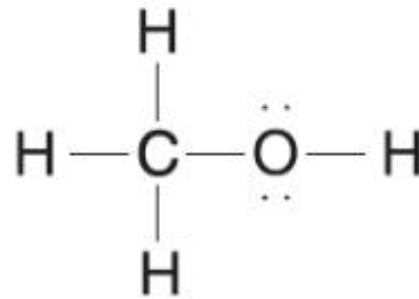
에틸렌, C₂H₄



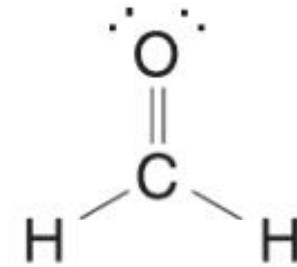
아세틸렌, C₂H₂



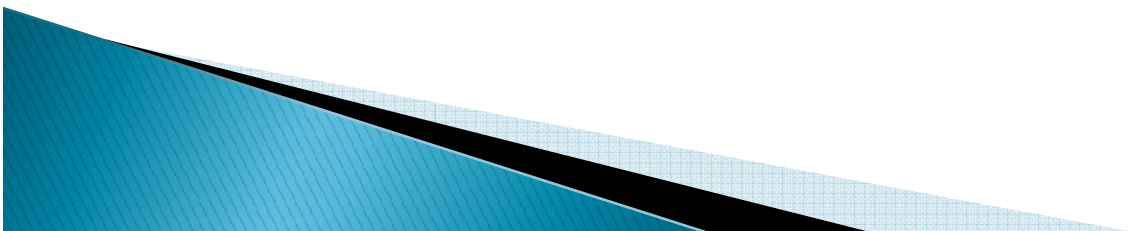
클로로포름, CHCl₃



메탄올, CH₃OH

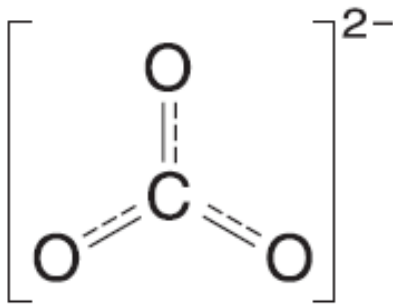
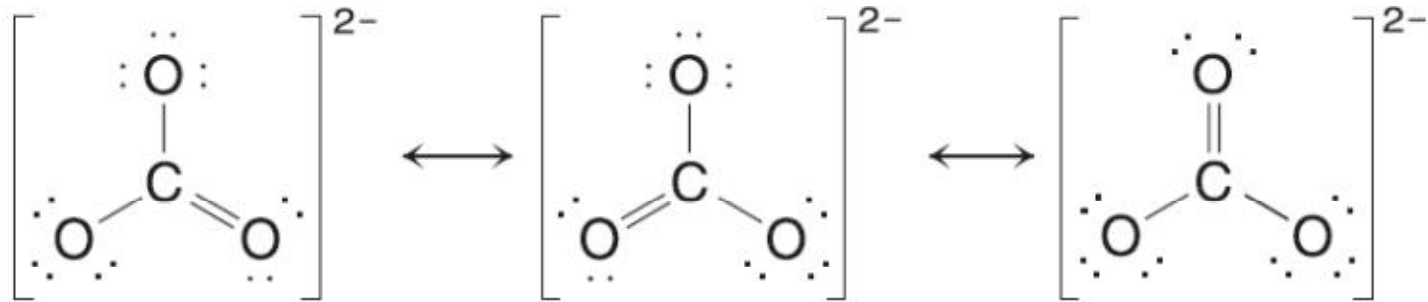


포름알데히드, H₂CO



6-6 공명

공명 : 두 개 이상의 루이스의 구조식이 그려질 수 있는 것.



(산소 원자들 위에 있는 고립 전자 쌍은 표시 안했음)

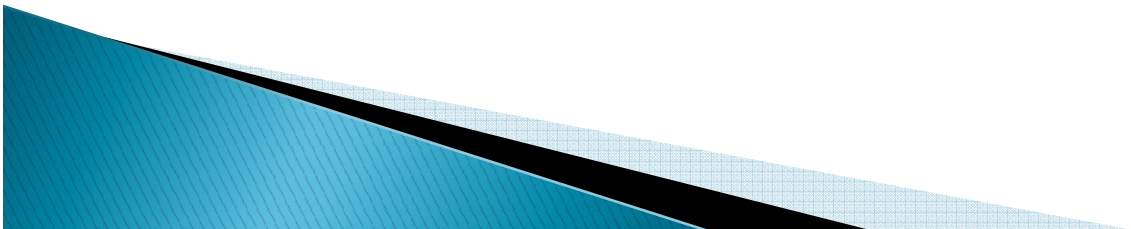
점선 : C 와 O 원자들 사이에 공유된 전자들 일부가
4개의 원자들 상이에 비편재 되어 있다.

예제 6-4 루이스 구조식, 공명

이산화황(SO_2)의 공명 구조를 써라.

계획

6-05절의 순서를 이용하여 각 공명 구조를 그린다.



예제 6-4 루이스 구조식, 공명

이산화황(SO₂)의 공명 구조를 써라.

계획

6-05절의 순서를 이용하여 각 공명 구조를 그린다.

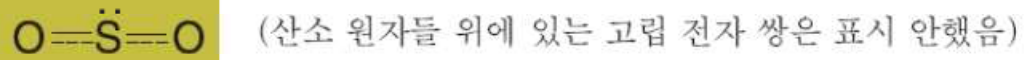
풀이

$$\begin{array}{r}
 \text{S} \quad \text{O} \\
 \swarrow \quad \searrow \\
 N = 1(8) + 2(8) = 24 e^- \\
 A = 1(6) + 2(6) = 18 e^- \\
 \hline
 S = N - A = 6 e^- \text{ 공유됨}
 \end{array}$$

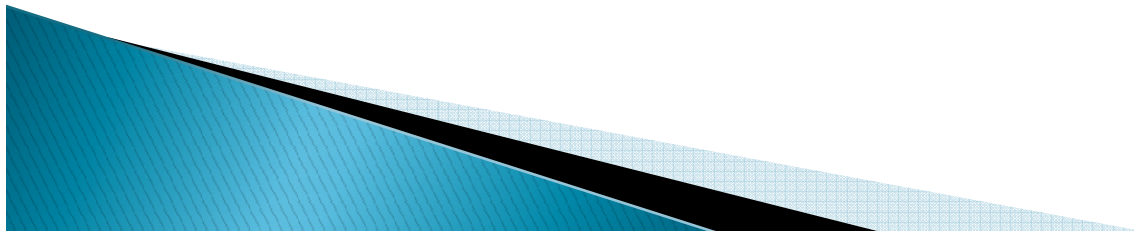
공명 구조는 다음과 같다.



전자의 비편재화를 다음과 같이 나타낼 수 있다.



6-7 루이스 구조식에서 옥테트 법칙의 한계



6-8 극성과 비극성 공유결합

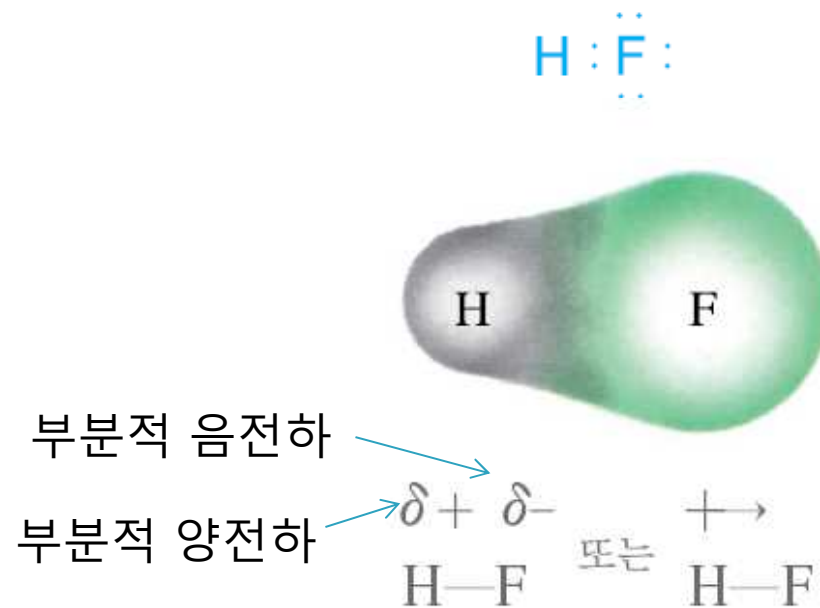
공유결합 1. 비극성 공유결합 : 전자 쌍을 동등하게 공유, 전기 음성도가 같다, H_2

동핵 2원자 분자의 공유 결합은 비극성이다.

2. 극성 공유결합 : 전기음성도가 다르며 전자 쌍을 동등하게 공유하지 않는 공유, HF

: 이핵 2원자 분자.

: 전하의 분리는 전기 쌍극자 (dipole)를 만든다.



가장 큰 극성

가장 작은 극성

	$\begin{array}{c} \text{+} \rightarrow \\ \text{H}-\text{F} \\ 2.1 \quad 4.0 \\ \hline 1.9 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{+} \rightarrow \\ \text{H}-\text{Cl} \\ 2.1 \quad 3.0 \\ \hline 0.9 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{+} \rightarrow \\ \text{H}-\text{Br} \\ 2.1 \quad 2.8 \\ \hline 0.7 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{+} \rightarrow \\ \text{H}-\text{I} \\ 2.1 \quad 2.5 \\ \hline 0.4 \end{array}$
$EN:$				
$\Delta(EN):$				

표 6-3 기체 상태의 몇 가지 순수한 물질들의 $\Delta(EN)$ 값과 쌍극자 모멘트

물질	$\Delta(EN)$	쌍극자 모멘트(μ)
HF	1.9	1.91 D
HCl	0.9	1.03 D
HBr	0.7	0.79 D
HI	0.4	0.38 D
H-H	0	0 D

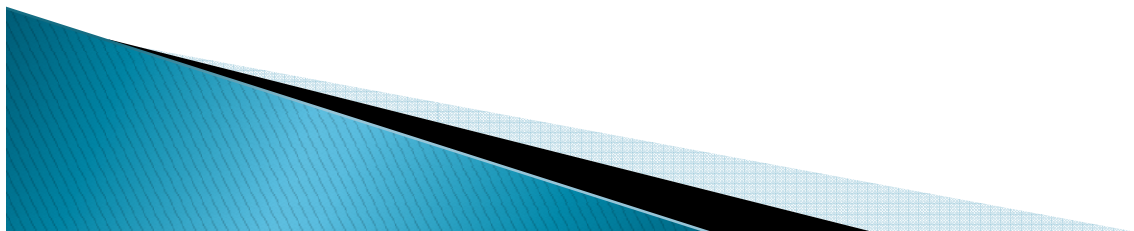
예제 6-10 극성 결합

각 할로젠들은 다른 할로젠과 단일 공유 결합을 형성해 할로젠 간 화합물들(interhalogens)이라 불리는 화합물을 만든다. 표 5-3을 이용하여 다음 화합물들을 극성이 큰 순서로 나열하여라:

F—F, F—Cl, F—Br, Cl—Br, Cl—I 그리고 Cl—Cl.

계획

두 원자의 전기 음성도 차이가 작아질수록 결합의 극성은 감소한다. 각 결합에 대하여 $\Delta(EN)$ 을 계산하여 이 값이 감소하는 순서로 정렬한다.



예제 6-10 극성 결합

각 할로젠들은 다른 할로젠과 단일 공유 결합을 형성해 할로젠 간 화합물들(interhalogens)이라 불리는 화합물을 만든다. 표 5-3을 이용하여 다음 화합물들을 극성이 큰 순서로 나열하여라:

F—F, F—Cl, F—Br, Cl—Br, Cl—I 그리고 Cl—Cl.

계획

두 원자의 전기 음성도 차이가 작아질수록 결합의 극성은 감소한다. 각 결합에 대하여 $\Delta(EN)$ 을 계산하여 이 값이 감소하는 순서로 정렬한다.

풀이

두 원자 간 전기 음성도 차이($\Delta(EN)$)가 클수록 더 극성을 띤다.

원소	$\Delta(EN)$
F, Cl	$4.0 - 3.0 = 1.0$
F, Br	$4.0 - 2.8 = 1.2$
Cl, Br	$3.0 - 2.8 = 0.2$
Cl, I	$3.0 - 2.5 = 0.5$

따라서 극성의 크기와 감소하는 순서는 다음과 같다.

	F—Br	F—Cl	Cl—I	Cl—Br	Cl—Cl	F—F
EN:	$\underbrace{4.0 \quad 2.8}$	$\underbrace{4.0 \quad 3.0}$	$\underbrace{3.0 \quad 2.5}$	$\underbrace{3.0 \quad 2.8}$	$\underbrace{3.0 \quad 3.0}$	$\underbrace{4.0 \quad 4.0}$
$\Delta(EN)$:	1.2	1.0	0.5	0.2	0	0

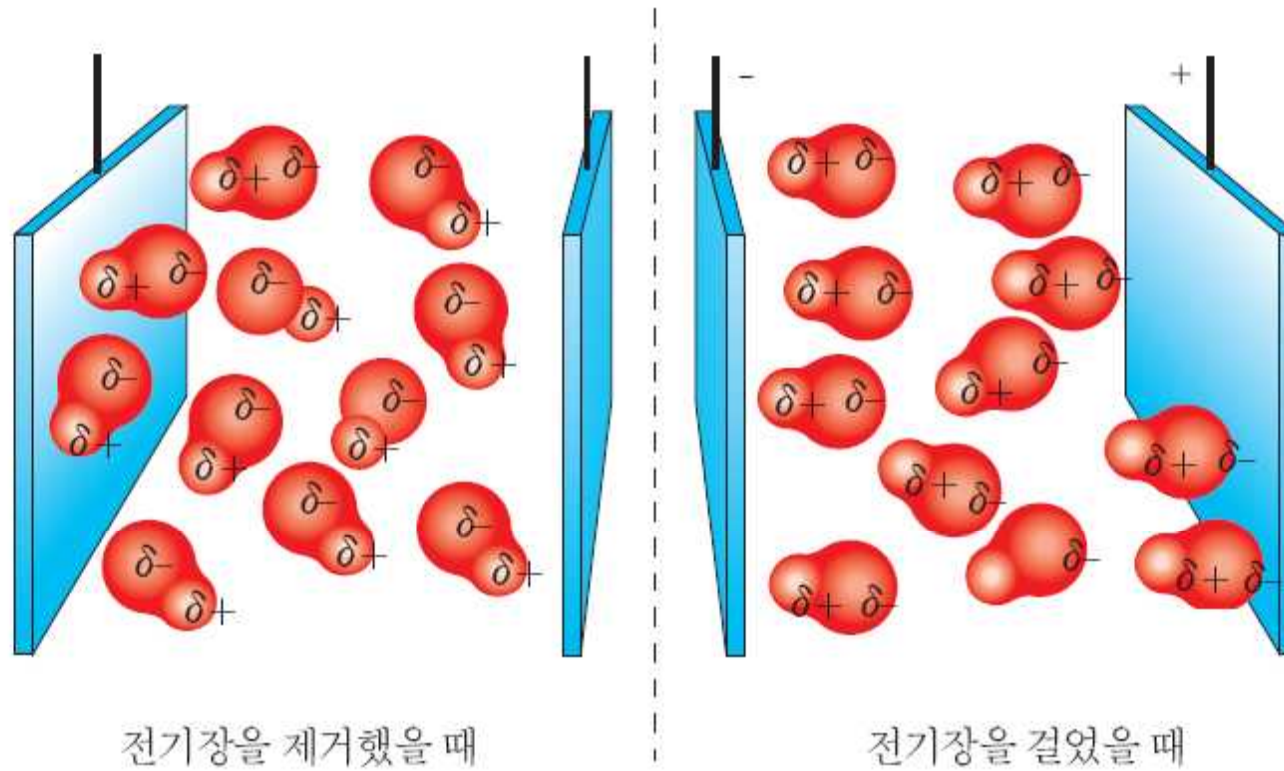
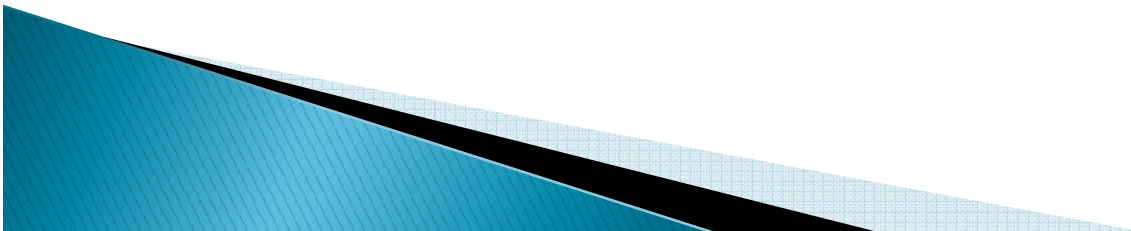


그림 6-5 HF와 같은 극성 분자들은 전기장에 놓이면 전기장의 방향과 반대 방향으로 정렬된다.



결합 원자의 $\Delta(EN)$: 0 \rightarrow 중간 \rightarrow 큼
결합 형태: 비극성 공유 \rightarrow 극성 공유 \rightarrow 이온성

