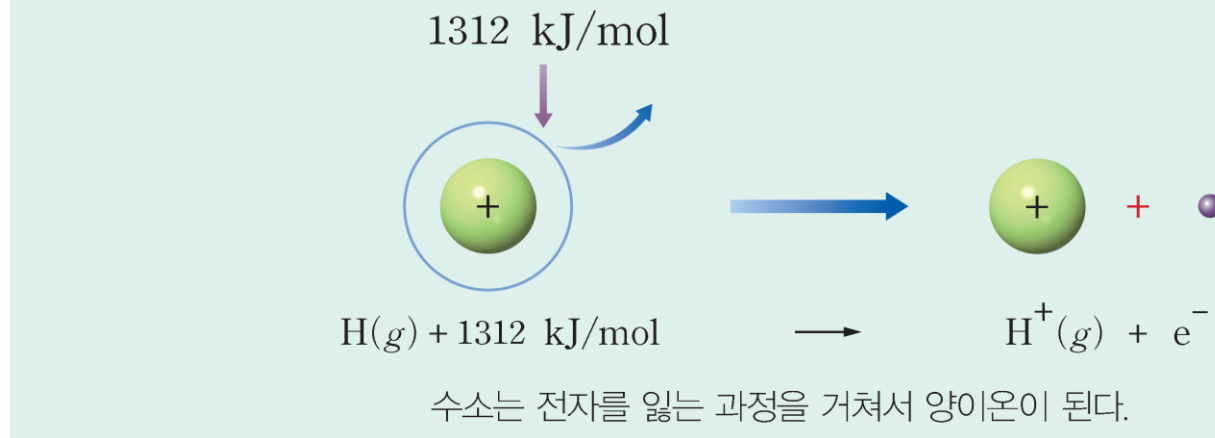


4.3 원자의 이온화와 이온 특성

이온(ions) : 중성원자가 전자를 잃거나 얻음으로써 전하를 띠게 된 입자

- 입자가 띠고 있는 전하의 종류에 따라서 양이온(cation)과 음이온(anion) 구분
- 중성 원자가 전자(e^-)를 잃으면 양이온이 되고, 전자를 얻으면 음이온이 된다.

수소의 양이온화



4.3 원자의 이온화와 이온 특성

1 1A	2 2A	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
H ⁺ H ⁻ 수소화							
Li ⁺	Be ²⁺			N ³⁻ 질소화	O ²⁻ 산화	F ⁻ 플루오린화	
Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺			S ²⁻ 황화	Cl ⁻ 염화	
K ⁺	Ca ²⁺	Ga ³⁺			Se ²⁻ 셀레늄화	Br ⁻ 브로민화	
Rb ⁺	Sr ²⁺	In ³⁺	Sn ²⁺ Sn ⁴⁺		Te ²⁻ 텔루르화	I ⁻ 아이오딘화	
Cs ⁺	Ba ²⁺	Tl ⁺ Tl ³⁺	Pb ²⁺ Pb ⁴⁺				

다원자 이온

NH₄⁺ 암모늄 이온

OH⁻ 수산화 이온

NO₃⁻ 질산 이온

CO₃²⁻ 탄산 이온

SO₄²⁻ 황산이온

PO₄³⁻ 인산이온

그림 4.5 주기율과 주요한 양이온과 음이온

- 전이 금속 및 내부 전이 금속 원소들의 양이온 형성

아래 원소 및 이온의 전자배치를 쓰시오.

Ca 전자배치:

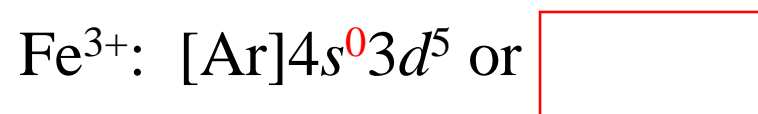
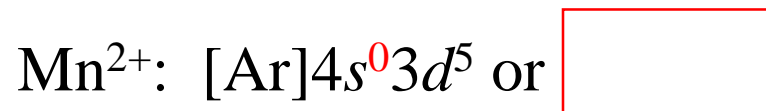
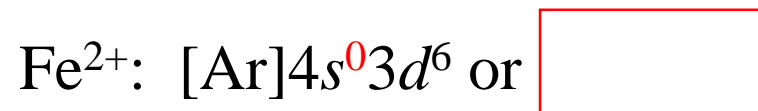
Ca^{2+} 전자배치:

Zn 전자배치:

Zn^{2+} 전자배치:

4.3 원자의 이온화와 이온 특성

■ 전이 금속 및 내부 전이 금속 원소들의 양이온 형성



4.4 화학 결합과 루이스 구조

화학 결합(chemical bond) : 두 개 이상의 원자가 화학적인 반응을 거쳐

안정한 상태의 원자단 혹은 분자를 형성하기 위해 이루는 결합

이온 결합(ionic bond)과 공유 결합(covalent bond)으로 나뉜다.

- 이온 결합(ionic bond) – 금속원소와 비금속 원소간 결합
- 공유 결합(covalent bond) – 비금속 원소와 비금속 원소간 결합

4.4 화학 결합과 루이스 구조

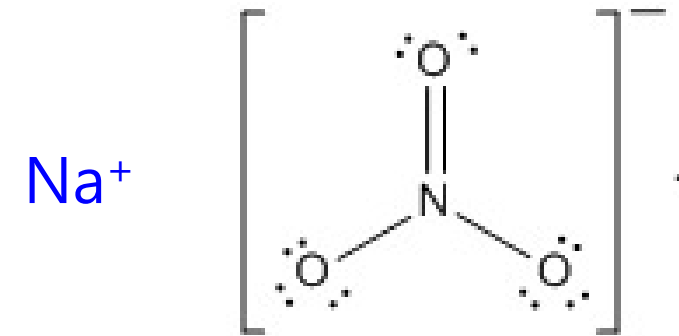
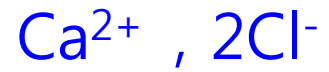
예제 4.2

다음 각 물질의 결합 유형을 확인하시오.

(a) CaCl_2

(b) NO_2

(c) NaNO_3



4.4 화학 결합과 루이스 구조

원자가 전자와 팔전자 규칙

원자가 전자(valence electron) : 원소의 바닥 상태(안정한 상태) 전자 배치에서 가장 바깥 껍질의 전자

루이스 전자점 표기법(Lewis electron dot diagram) : 원자가 전자를 원소 기호 주변에 점을 찍어서 표기

족 주기	1	2	13	14	15	16	17	18
1	H·							·He·
2	Li·	·Be·	·B·	·C·	·N·	:O·	:F·	:Ne:
3	Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	·P·	:S·	:Cl·	:Ar:

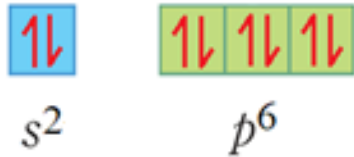
그림 4.7 주족 원소의 원자가 전자를 표기한 루이스 전자점 표기

4.4 화학 결합과 루이스 구조

팔전자 규칙(octet rule) : 주기율표상 주족에 해당하는 원자나 이온이

가장 바깥 껍질에 있는 s 오비탈과 p 오비탈을 모두 채워서

가장 안정한 상태의 전자 배치(ns^2np^6)를 만드는 경향



1주기 원소를 제외한 다른 주기 원소의 경우,

가장 바깥 껍질의 s 오비탈과 p 오비탈에

위쪽 스핀과 아래쪽 스핀의 전자가 서로 짝을 지은 상태로 모두 채워진

ns^2np^6 의 전자 배치를 이룰 때,

즉, 최외각 전자가 8개인 원자나 이온 상태가 가장 안정한 상태이다.

4.4 화학 결합과 루이스 구조

비활성 기체 원소(He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) 는 반응성이 거의 없는 원소

= 원자가 전자 수가 8개 (단, He는 2개)

= 매우 안정한 전자 배치 상태 (모든 오비탈이 짝전자로 채워진 상태)

= 안정한 단원자 분자(monoatomic molecule)로 존재

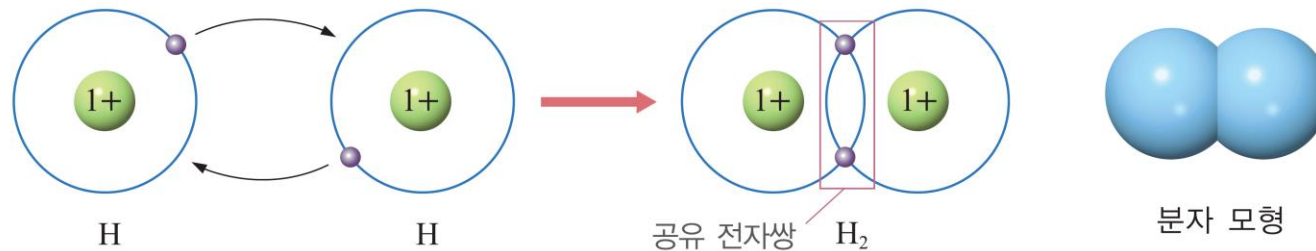


4.4 화학 결합과 루이스 구조

공유 결합과 루이스 구조

공유 결합(covalent bond)

- 비금속 원소끼리 화학 결합
- 팔전자 규칙을 만족하는 전자 배치를 이루기 위하여 전자를 공유하여 이루어지는 결합



4.4 화학 결합과 루이스 구조

예제 4.5

이산화 탄소(CO_2)에 대한 루이스 식을 쓰시오.

4.4 화학 결합과 루이스 구조

예제 4.7

다음 분자나 이온의 루이스 구조를 그리시오.

(a) HF

(b) N₂

(c) NH₃

(d) CH₄

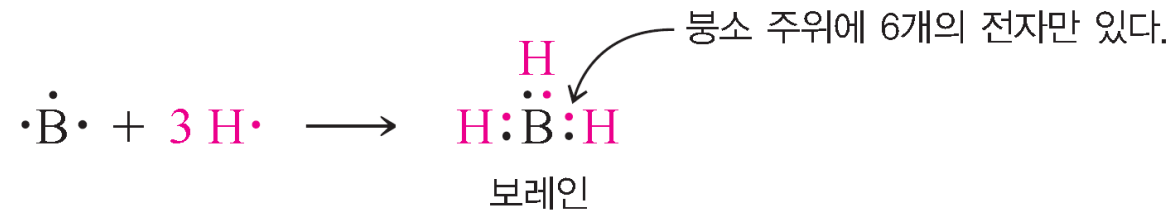
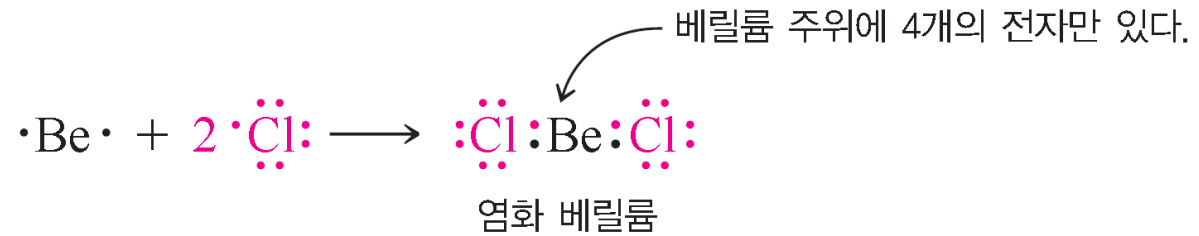
(e) CF₄

(f) NO⁺

4.4 화학 결합과 루이스 구조

팔전자 규칙을 따르지 않는 루이스 구조

■ 결핍된 팔전자 규칙에 해당하는 루이스 구조

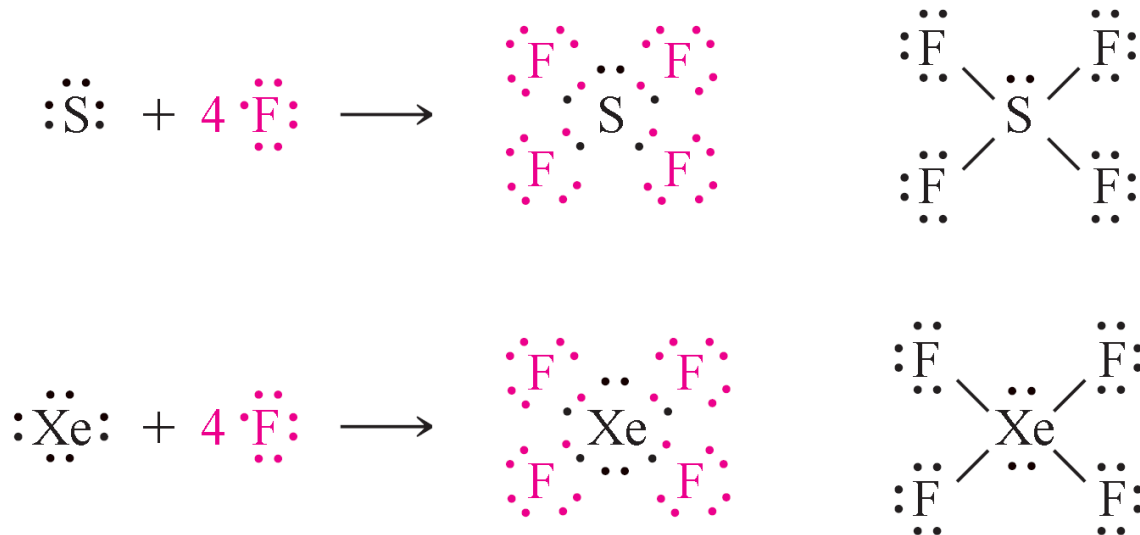


4.4 화학 결합과 루이스 구조

■ 확장된 팔전자 규칙에 해당하는 루이스 구조

3주기 이상의 주족 원소가 8개 보다 많은 10개 또는 12개의 전자를

원자가 전자로 가지는 중심 원소로서 결합을 이루는 구조



주기 \ 족	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H 수소																	2 He 헬륨
2	3 Li 리튬	4 Be 베릴륨																10 Ne 네온
3	11 Na 나트륨	12 Mg 마그네슘											13 Al 알루미늄	14 Si 규소	15 P 인	16 S 황	17 Cl 염소	18 Ar 아르곤
4	19 K 칼륨	20 Ca 칼슘	21 Sc 스칸듐	22 Ti 타이타늄	23 V 바나듐	24 Cr 크로뮴	25 Mn 망가니즈	26 Fe 철	27 Co 코발트	28 Ni 니켈	29 Cu 구리	30 Zn 아연	31 Ga 갈륨	32 Ge 저마늄	33 As 비소	34 Se 셀레늄	35 Br 브로민	36 Kr 크립톤
5	37 Rb 루비듐	38 Sr 스트론튬	39 Y 이트륨	40 Zr 지르코늄	41 Nb 나이오븀	42 Mo 몰리브덴	43 Tc 테크네튬	44 Ru 루테튬	45 Rh 로듐	46 Pd 팔라듐	47 Ag 은	48 Cd 카드뮴	49 In 인듐	50 Sn 주석	51 Sb 안티모니	52 Te 텔루륨	53 I 아이오딘	54 Xe 제논
6	55 Cs 세슘	56 Ba 바륨	57 La* 란타넘	72 Hf 하프늄	73 Ta 탄탈럼	74 W 텅스텐	75 Re 레늄	76 Os 오스뮴	77 Ir 이리듐	78 Pt 백금	79 Au 금	80 Hg 수은	81 Tl 탈륨	82 Pb 납	83 Bi 비스무트	84 Po 폴로늄	85 At 아스타틴	86 Rn 라돈
7	87 Fr 프랑슘	88 Ra 라듐	89 Ac** 악티늄	104 Rf 러더포듐	105 Db 더브늄	106 Sg 시보그	107 Bh 보름	108 Hs 하슘	109 Mt 마이트너뮴	110 Ds 다름슈타뮴	111 Rg 뢴트게뮴	112 Cn 코페르니슘	113 Nh 니호늄	114 Fl 플레로븀	115 Mc 모스코븀	116 Lv 리버모븀	117 Ts 테네신	118 Og 오가네손

†금속성, 준금속성, 비금속성이 아직 명확히 밝혀지지 않음.

금속	*란타넘족	58 Ce 세륨	59 Pr 프라세오디뮴	60 Nd 네오디뮴	61 Pm 프로메튬	62 Sm 사마륨	63 Eu 유로퓸	64 Gd 가돌리늄	65 Tb 터븀	66 Dy 디스프로슘	67 Ho 홀름	68 Er 어븀	69 Tm 툴륨	70 Yb 이터븀	71 Lu 루테튬
준금속	**악티늄족	90 Th 토륨	91 Pa 프로트악티늄	92 U 우라늄	93 Np 넵투늄	94 Pu 플루토늄	95 Am 아메리슘	96 Cm 퀴륨	97 Bk 버클륨	98 Cf 캘리포늄	99 Es 아인슈타이늄	100 Fm 페르뮴	101 Md 멘델레븀	102 No 노벨륨	103 Lr 로렌슘
비금속															

4.4 화학 결합과 루이스 구조

주기 \ 족	1	2	3~11										12	13	14	15	16	17	18
1	H																		He
2	Li	Be												B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca											Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr											Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba											Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra																	

그림 4.8 확장된 팔전자 규칙에 해당하는 원소들(흰색으로 표기)

d 오비탈과 f 오비탈이 존재하기 때문에 결론적으로 전자가 채워질 수 있는 여유가 충분함.

Cr 전자배치: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ or $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$

Cr^{2+} 전자배치: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6 3d^4$ or $[\text{Ar}] 3d^4$

Cu 전자배치: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ or $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$

Cu^{2+} 전자배치: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6 3d^9$ or $[\text{Ar}] 3d^9$

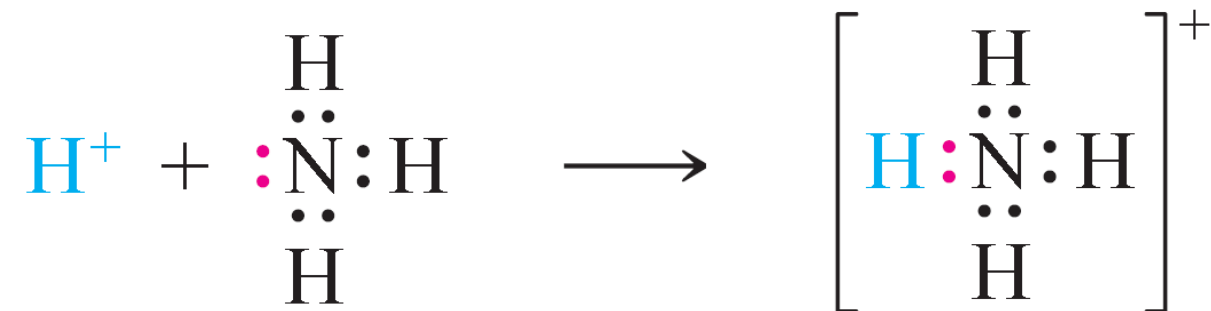
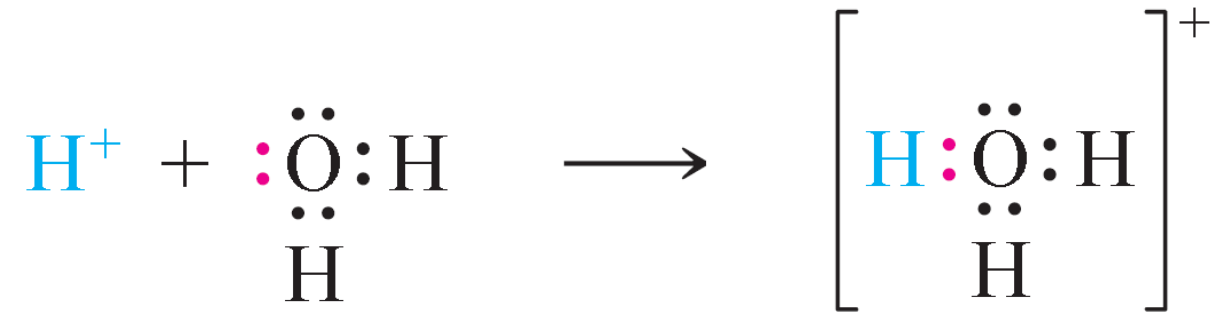
Zn 전자배치: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ or $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$

Zn^{2+} 전자배치: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ or $[\text{Ar}] 3d^{10}$

4.5 배위 결합과 공명 구조

배위 결합(또는 배위 공유 결합)

원자가 다른 원자나 이온에 일방적으로 비공유 전자쌍을 제공하여 공유함으로써 형성되는 결합이다.



■ 형식 전하

CO₂ 루이스 구조식

4.5 배위 결합과 공명 구조

■ 형식 전하

형식 전하(formal charge)

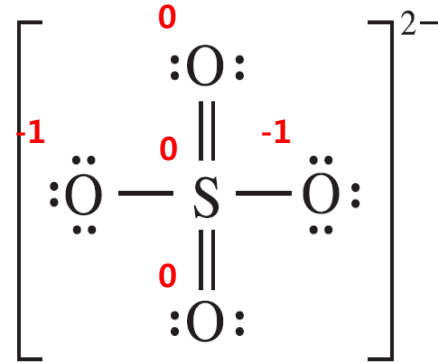
- 분자 내 각각의 원자가 공유 결합 과정에서

얼마만큼의 전자를 받거나 제공하였는지를 나타내는 수단

$$\text{형식 전하} = (\text{자유 원자의 원자가 전자 수}) - \text{결합 수} - (\text{비결합 전자 수})$$

4.5 배위 결합과 공명 구조

형식 전하의 계산 과정



형식 전하 = (자유 원자의 원자가 전자 수) - **결합 수** - (비결합 전자 수)

4.5 배위 결합과 공명 구조

형식 전하를 계산함으로써 어떤 분자의 루이스 구조가 올바른 구조인지 여부를 판단할 수 있다.

p. 93-94

1. 일반적으로 가장 올바른 루이스 구조는 형식 전하를 가지지 않는 구조이다.
(형식 전하=0)

그러지 않은 경우, 가장 적은 값의 + 및 - 값에 해당하는 형식 전하가 형성된 구조가 합당한 구조이다.

2. 형식 전하가 필요한 곳에는 가능하면 작은 값을 가지고,
음의 형식 전하는 전기 음성도가 가장 큰 원자에 나타나야 한다.
3. 한 구조에서 인근의 원자들은 같은 부호의 형식 전하를 가져서는 안 된다.
4. 한 루이스 구조에서 중성 분자에 대한 원자들의 형식 전하의 총합은 0 이다.

다원자 이온은 "형식전하 총합 = 알짜 전하(net charge)"이다.

4.5 배위 결합과 공명 구조

공명 구조

공명 구조(resonance structure) : 팔전자 규칙에 맞게 루이스 구조를

그리다 보면 나타나는 두 가지 이상의 올바른 루이스 구조



4.5 배위 결합과 공명 구조



공명 혼성 구조는 어느 한쪽으로 쏠려 있는 것이 아닌

전자가 골고루 분자 내에 잘 퍼져 있는

비편재화(delocalization) 상태를

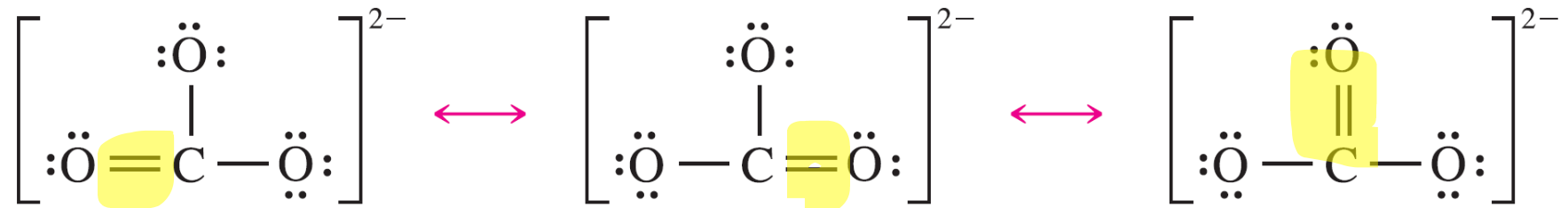
중간적인 형태로 나타낸 것이다.

4.5 배위 결합과 공명 구조

예제 4.10

탄소는 석회석과 조개껍데기의 탄산 이온의 형태로 자연에서 존재한다. 탄산 이온(CO_3^{2-})에 대한 루이스 식의 공명 참여 구조를 모두 그리시오. 그리고 공명 혼성 구조도 그리시오.

실제 구조는 이 세 가지 구조들의 공명 참여 구조이다.



위 공명 참여 구조를 모두 아우르는 중간적인 공명 혼성 구조는 아래와 같다.

