

16. 산-염기 평형



목차

16.1 산과 염기 : 간단한 복습

Arrhenius 산-염기 정의에 대하여 살펴본다..

16.2 Brønsted-Lowry 산과 염기

Brønsted-Lowry 산은 양성자 주개이고 Brønsted-Lowry 염기는 양성자 받개이다. 단지 양성자의 존재 유무에 따라 다른 두 화학종을 짝산-짝염기 쌍(conjugate acid-base pair)이라고 한다.

16.3 물의 자체 이온화

물의 자체 이온화에 의하여 소량의 H_3O^+ 와 OH^- 이온이 생성됨을 알게 될 것이다. 물의 자체 이온화에 대한 평형상수는 $K_w = [H_3O^+][OH^-]$ 이고, 이 식은 수용액에서 H_3O^+ 와 OH^- 의 농도에 대한 상관관계를 정의한다.

16.4 pH 값

pH 값은 수용액의 산도나 염기도를 나타낸다. 중성 용액의 pH는 7, 산성 용액의 pH는 7보다 작고, 염기성 용액의 pH는 7보다 크다.

16.5 강산과 강염기

산과 염기를 강전해질과 약전해질로 구분할 수 있다. 강산과 강염기는 강전해질이다. 따라서 수용액에서 모두 이온화하거나 해리된다. 약산과 약염기는 약전해질이다. 따라서 수용액에서 일부분만 이온화된다.

16.6 약산

수용액에서 약산의 해리는 평형 상수 K_a 로 표현되는 평형 과정이고, K_a 로부터 약산 용액의 pH를 계산할 수 있다.

16.7 약염기

수용액에서 약염기의 해리는 평형 상수 K_b 로 표현되는 평형 과정이고, K_b 로부터 약염기 용액의 pH를 계산할 수 있다.

16.8 K_a 와 K_b 의 관계

$K_a \times K_b = K_w$ 인 상관관계로부터 강한 산일수록 그 짝염기는 약하다는 것을 알 수 있다.

16.9 염 용액의 산-염기 성질

수용성 이온 결합 화합물의 이온은 Brønsted-Lowry 산이나 염기가 될 수 있다는 것을 배운다.

16.10 산-염기 거동과 화학 구조

화학 구조와 산-염기 성질 사이의 상관관계를 살펴본다.

16.11 Lewis 산-염기

마지막으로 가장 일반적인 산-염기 정리, 즉 Lewis 염기는 전자쌍 주개라는 것을 배운다.

16.1 산과 염기 : 간단한 복습

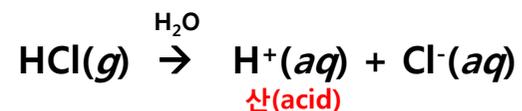
1880년대에 스웨덴의 화학자 Svante Arrhenius (1859~1927)가 제안.

Arrhenius의 산-염기 개념 :

① 산 (acid)

: 물에 녹아서 H⁺ 이온의 농도를 증가시키는 물질

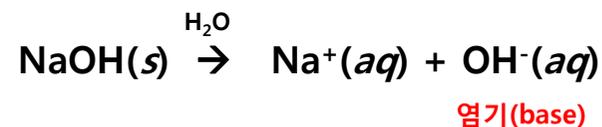
- 염화 수소는 Arrhenius 산:



② 염기 (Base)

: 염기(base) : 물에 녹아서 OH⁻ 이온의 농도를 증가시키는

- 수산화 소듐은 Arrhenius 염기:



16.2 Brønsted-Lowry 산과 염기

1923년 네덜란드의 화학자인 Johannes Brønsted(1879~1947)와 영국의 화학자인 Thomas Lowry(1874~1936)가 제안.

산-염기 반응에서 H^+ 이온이 한 물질에서 다른 물질로 이동한다는 사실에 근거함

Brønsted-Lowry의 산-염기 개념 :

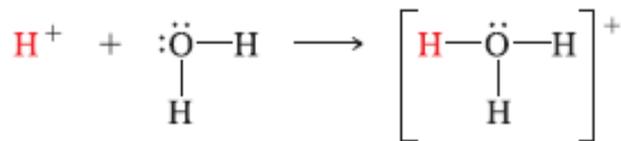
① 산 (acid)

: H^+ (proton)을 주는 물질 (H^+ donating)

② 염기 (Base)

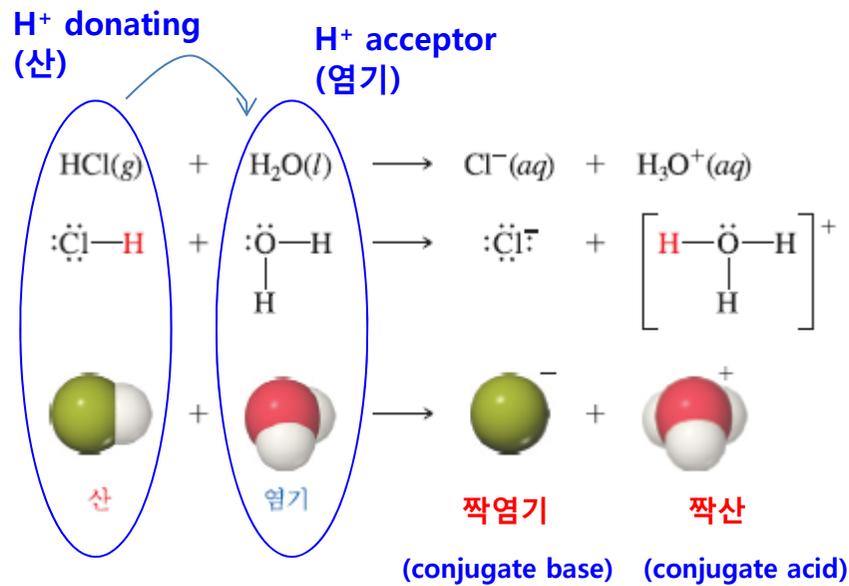
: H^+ (proton)을 받는 물질 (H^+ acceptor)

하이드로늄 이온 [hydronium ion, $H_3O^+(aq)$]



양성자 전달 반응

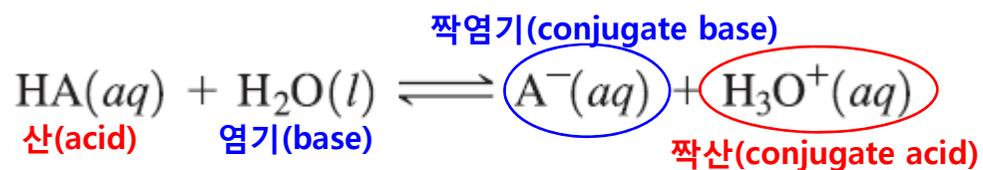
양성자 이동 반응 : H^+ (proton 또는 H_3O^+) 주고 받는 개념



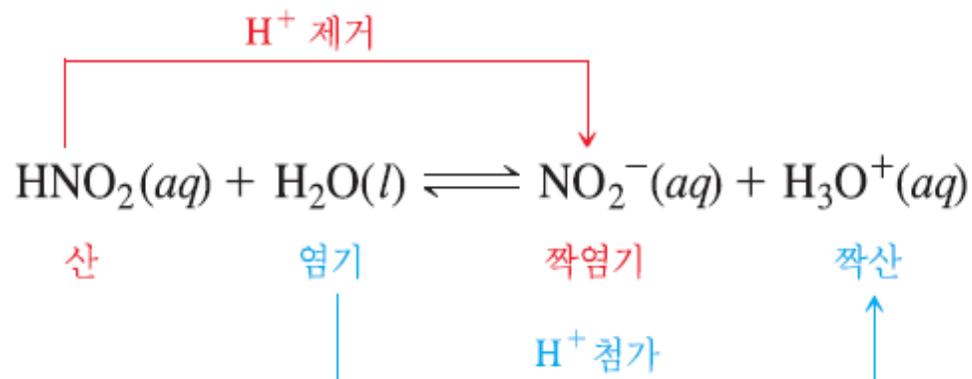
- ① 산(acid)은 다른 물질에 양성자를 제공하는 물질(분자나 이온)이다.
- ② 염기(Base)는 양성자를 제공받는 물질이다.

■ 짝산-짝염기 쌍

모든 산-염기 평형에서 정반응과 역반응에 모두 양성자 이동이 관여된다.



예를 들어 아질산(HNO_2)과 물의 반응을 살펴보자.

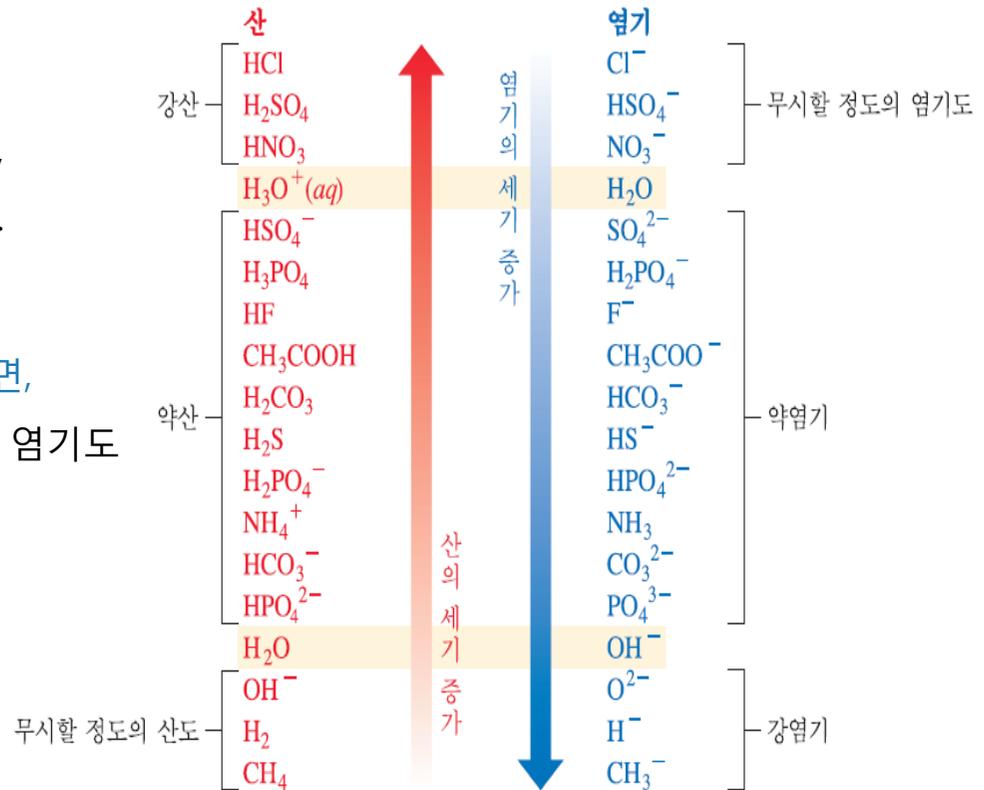


산과 염기의 상대적인 세기

산이 강할수록 그 짝염기는 약해지고,
염기가 강할수록 그 짝산은 약해진다.

산과 염기를 넓게 세 부류로 나타내면,

1. 강산의 짝염기는 무시할 정도의 염기도
2. 약산의 짝염기는 약염기
3. 무시할 정도의 산도를 갖는
물질의 짝염기는 강염기



▲ 그림 16.4 몇몇 짝산-짝염기 쌍의 상대적 세기 각 쌍의 두 요소들은 두 행에 서로 반대로 나열하였다.

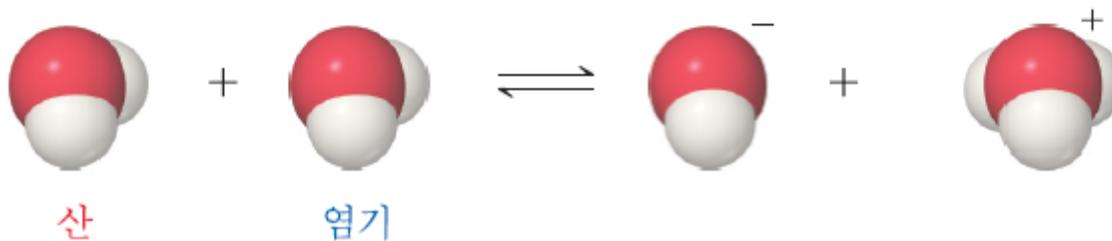
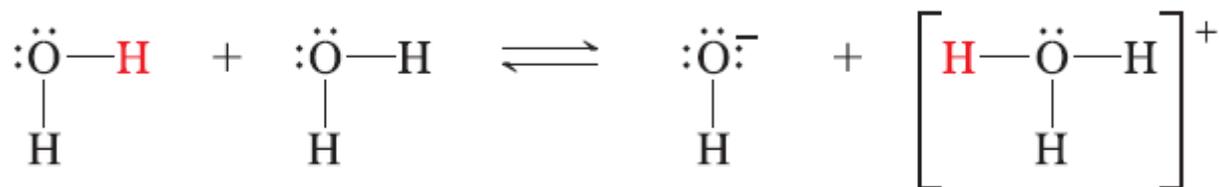
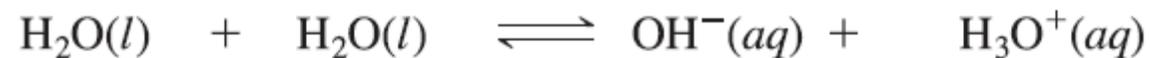
모든 산-염기 반응에서,

양성자가 강산에서 강염기로 이동하여 약산과 약염기를 형성하는 방향으로 평형은 진행된다.

16.3 물의 자체이온화

산이 있는 경우, 물은 양성자 받개 역할을 하고,

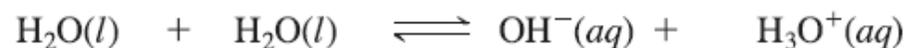
염기가 있는 경우, 물은 양성자 주개 역할을 한다(물은 양쪽성 물질, amphoteric substance).



이 과정을 물의 자체이온화 (autoionization 또는 자동이온화) 라고 한다

■ 물의 이온곱

물의 자체이온화에 대한 평형 상수식 :



$$K_c = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

순수한 고체와 액체의 농도는 일정하기 때문에, $[\text{H}_2\text{O}]$ 항은 평형 상수식(K)에서 제외.

물의 자체이온화에 대한 것이므로, K_c 평형 상수를 K_w 로 표시하고,

물의 **이온곱 상수(ion-product constant)** 또는 **해리 상수(dissociation constant)**라고 한다.

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \quad (25^\circ\text{C에서})$$

16.4 pH값

$$pH = -\log[H^+]$$

$$[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} M \text{이므로 } pH = -\log(1.0 \times 10^{-7}) = -(-7.00) = 7.00$$

25°C에서 중성 용액의 pH는 7.00이다.

로그값을 구하는데 사용한 **농도의 유효 숫자가 두 자리**이기 때문에 **pH는 소수 둘째 자리까지 표시**한다. 원래 농도 $1.0 \times 10^{-7} M$ 의 유효 숫자가 두 자리이므로, pH값도 소수 두 자리 (7.00) 이다.

[H⁺]가 증가할수록 pH는 감소한다.

표 16.1 25°C에서 [H⁺], [OH⁻]와 pH의 관계

용액의 형태	[H ⁺] (M)	[OH ⁻] (M)	pH
산성	$>1.0 \times 10^{-7}$	$<1.0 \times 10^{-7}$	<7.00
중성	1.0×10^{-7}	1.0×10^{-7}	7.00
염기성	$<1.0 \times 10^{-7}$	$>1.0 \times 10^{-7}$	>7.00

pOH와 다른 "p" 값들

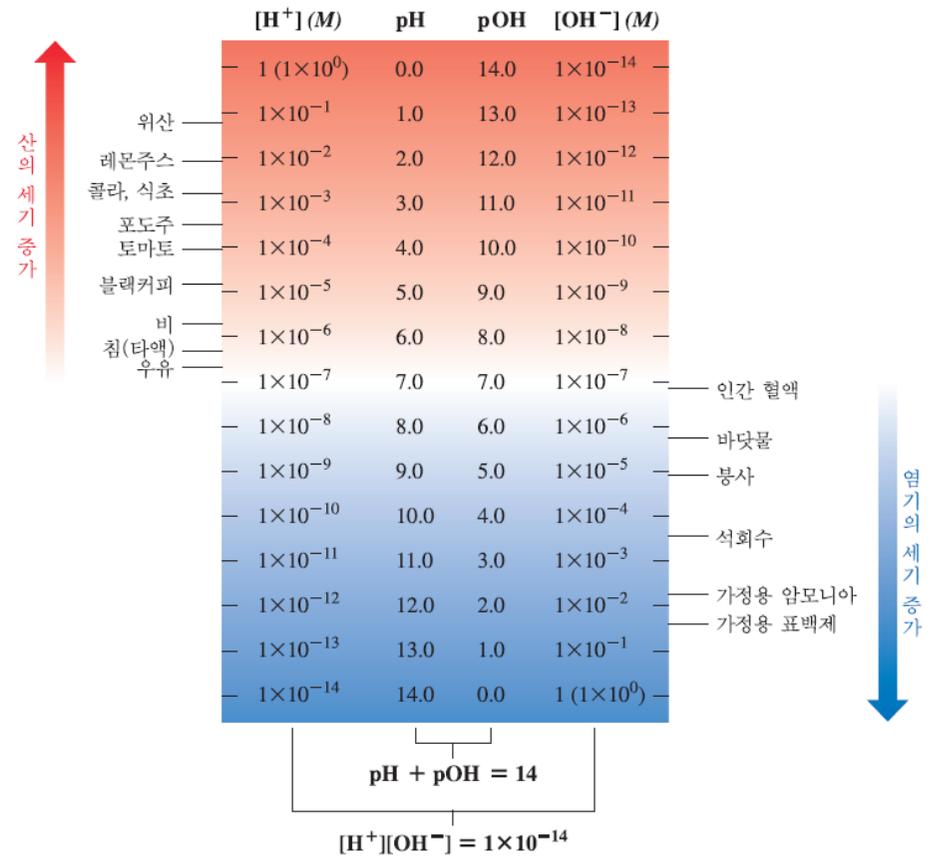
$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pK_w = -\log K_w$$

$K_w = [H^+][OH^-]$, 양변에 $-\log$ 를 취하면,

$$-\log[H^+] + (-\log[OH^-]) = -\log K_w$$

$$pH + pOH = 14.00 \text{ (25°C에서)}$$



▲ 그림 16.6 25°C에서 몇 가지 일반적인 물질의 H^+ 와 OH^- 의 농도 및 pH와 pOH 값

pH 측정

pH 측정



▲ 그림 16.7 디지털 pH 미터 이 장치는 밀리볼트미터이고, 전극을 용액에 담그면 pH에 따라서 변하는 전압이 발생한다.

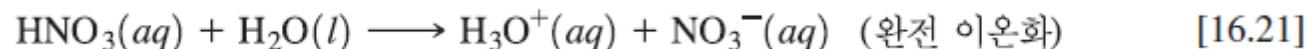
	색 변화에 따른 pH 범위							
	0	2	4	6	8	10	12	14
메틸 바이올렛 (Methyl violet)	노랑	보라						
티몰 블루 (Thymol blue)	빨강	노랑			노랑	파랑		
메틸 오렌지 (Methyl orange)		빨강	노랑					
메틸 레드 (Methyl red)		빨강	노랑					
브로모티몰 블루 (Bromthymol blue)			노랑	파랑				
페놀프탈레인 (Phenolphthalein)					무색	분홍		
알리자린 옐로우 R (Alizarin yellow R)						노랑	빨강	

▲ 그림 16.8 일반적인 산-염기 지시약에 대한 pH 범위 대부분의 지시약들은 대략 2 pH 단위의 범위를 가진다.

16.5 강산과 강염기

강산과 강염기는 용액에서 거의 모두가 이온으로 존재하는 강전해질(strong electrolytes)

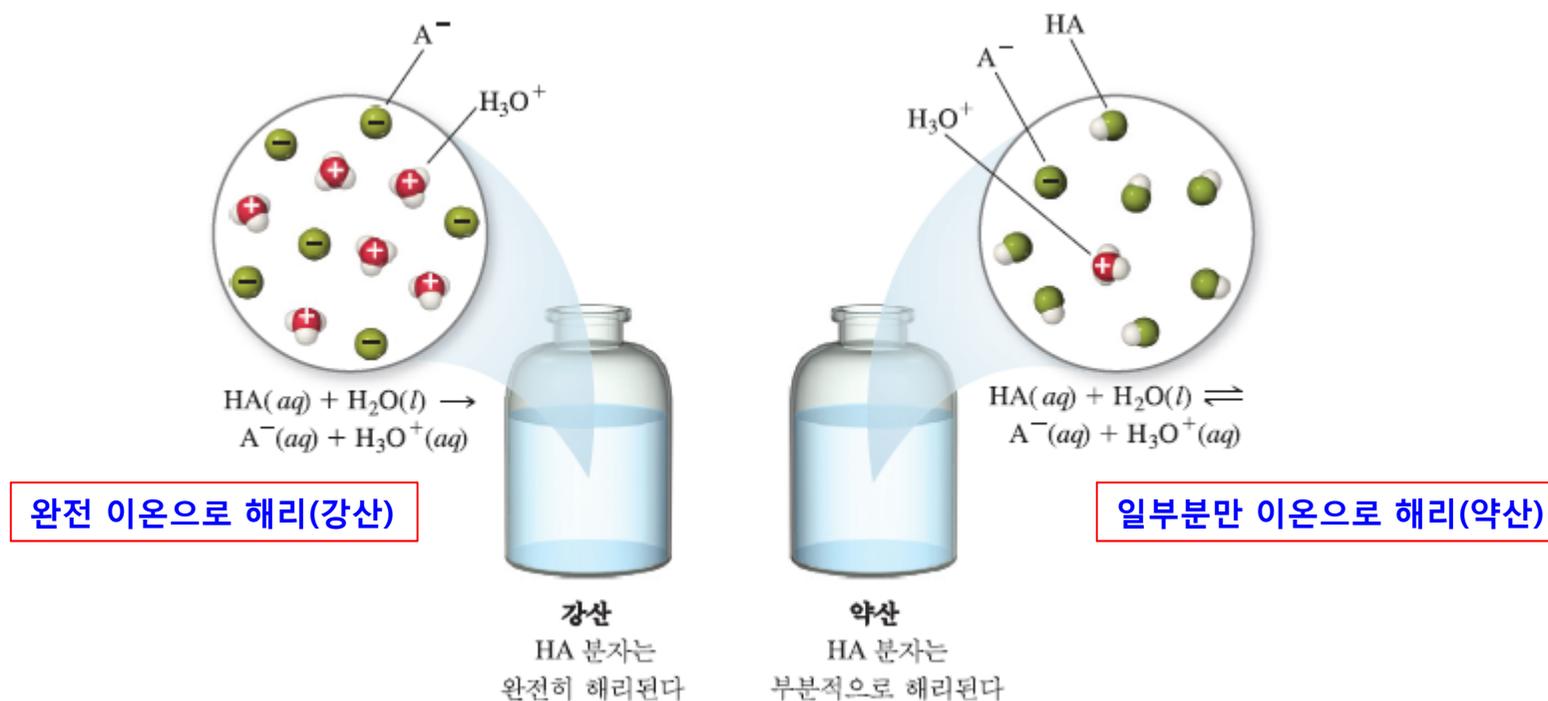
강산 : 일반적인 강산은 여섯가지 일양성자산(HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₃와 HClO₄)과 하나의 이양성자산(H₂SO₄)이다.



강염기 : NaOH, KOH와 같은 알칼리 금속과 Sr(OH)₂와 같은 좀 더 무거운 알칼리 토금속들의 이온성 수산화물들이다.

16.6 약산

약산은 단지 그 **일부분** 만이 수용액에서 거의 **이온화** 됨



약산

표 16.2 25°C 물에서 몇 가지 약산들

산	구조식*	짝염기	K_a
아염소산(HClO ₂)	$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}-\text{O}$	ClO_2^-	1.0×10^{-2}
플루오린화수소산 (HF)	$\text{H}-\text{F}$	F^-	6.8×10^{-4}
아질산 (HNO ₂)	$\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$	NO_2^-	4.5×10^{-4}
벤조산 (C ₆ H ₅ COOH)	$\text{H}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{C}_6\text{H}_5$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	6.3×10^{-5}
아세트산(CH ₃ COOH)	$\text{H}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\text{H}$	CH_3COO^-	1.8×10^{-5}
하이포염소산 (HOCl)	$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$	OCl^-	3.0×10^{-5}
사이안화수소산(HCN)	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	CN^-	4.9×10^{-10}
페놀 (HOC ₆ H ₅)	$\text{H}-\text{O}-\text{C}_6\text{H}_5$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	1.3×10^{-10}

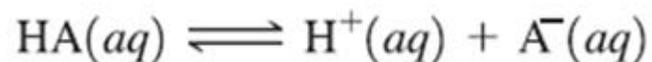
*이온화되는 양성자는 붉은색으로 표시하였다.

약산

양쪽 방향에 대한 이온화 반응 식을 다음과 같이 표현할 수 있다.



또는



산(acid)의 이온화에 대한 평형 상수식은 다음과 같다.

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{또는} \quad K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

K_a 를 산 해리 상수(acid equilibrium constant or acid dissociation constant)라고 하며, K_a 값이 클 수록 산의 세기가 증가한다.

pH로부터 K_a 계산

예제 16.10 측정된 pH로부터 K_a 계산

한 학생이 농도가 0.10 M인 폼산 (HCOOH)을 준비하고 25°C에서 pH를 측정하였더니, 그 값이 2.38이었다. 이 온도에서 폼산의 K_a 를 계산하시오.

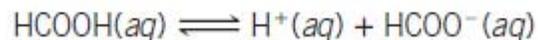
해답

분석 약산 수용액의 몰농도와 pH를 알고, 이 산의 K_a 값을 계산하는 문제이다.

계획 비록 약산의 이온화에 대한 것을 푸는 것이기는 하나, 이 문제는 15장에서 설명한 평형 문제와 아주 유사하다. 예제 15.8에 소개한 첫 번째 방법을 사용하여, 즉 화학 반응을 완결하고 초기 농도와 평형 농도를 표로 만들어, 이 문제를 푼다.

풀이

모든 평형 문제를 풀 때에는 우선 평형 반응의 반응식을 작성한다. 폼산의 이온화는 다음과 같이 쓸 수 있다.



이때 평형 상수식은 다음과 같다.

$$K_a = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

측정한 pH로부터 다음과 같이 $[H^+]$ 를 계산할 수 있다.

$$pH = -\log [H^+] = 2.38$$

$$\log [H^+] = -2.38$$

$$[H^+] = 10^{-2.38} = 4.2 \times 10^{-3} M$$

평형에서 각 물질의 농도를 구해 보자. 초기에 HCOOH 용액의 농도가 0.10 M이고, HCOOH는 이온화하여 H^+ 와 $HCOO^-$ 이 된다. 용액에서 각 HCOOH 분자는 이온화하여 하나의 H^+ 이온과 하나의 $HCOO^-$ 이온을 생성한다. pH 측정값으로부터 평형에서 $[H^+] = 4.2 \times 10^{-3} M$ 이기 때문에, 다음과 같은 표를 만들 수 있다:

$$HCOOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCOO^-(aq)$$

초기 농도 (M)	0.10	0	0
농도 변화 (M)	-4.2×10^{-3}	$+4.2 \times 10^{-3}$	$+4.2 \times 10^{-3}$
평형 농도 (M)	$(0.10 - 4.2 \times 10^{-3})$	4.2×10^{-3}	4.2×10^{-3}

여기서 H_2O 가 이온화되어 얻어지는 $H^+(aq)$ 의 농도는 무시하였다. 또한 HCOOH가 이온화되는 양은 초기 농도에 비하여 아주 작다. 유효 숫자를 고려하여 빼면, 그 농도는 0.10 M이다.

$$(0.10 - 4.2 \times 10^{-3}) M \approx 0.10 M$$

이제 평형 농도를 K_a 식에 대입하면,

$$K_a = \frac{(4.2 \times 10^{-3})(4.2 \times 10^{-3})}{0.10} = 1.8 \times 10^{-4}$$

이온화 백분율

이온화 백분율(percent ionization 또는 해리 백분율, percent dissociation)

$$\text{이온화 백분율} = \frac{\text{이온화된 HA의 농도}}{\text{HA의 원래 농도}} \times 100\%$$

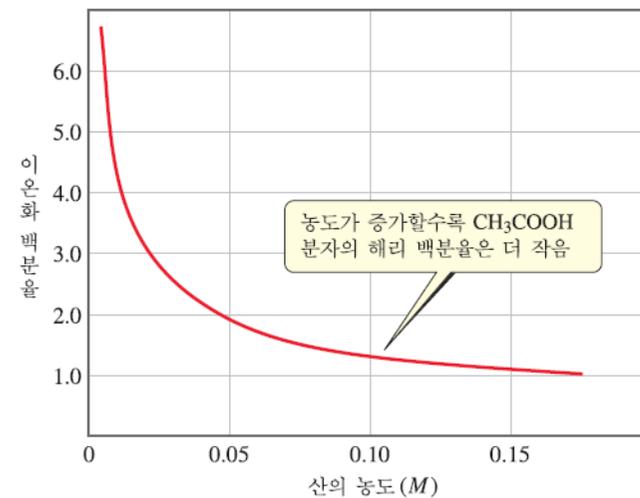
$$\text{이온화 백분율} = \frac{[\text{H}^+]_{\text{평형}}}{[\text{HA}]_{\text{초기}}} \times 100\%$$

강한 산일수록 이온화 백분율은 커진다.

■ Ka를 이용한 pH 계산

- 이온화 평형에 대한 반응식 쓰기.
- 평형 상수식과 평형 상수값 쓰기.
- 평형 반응에 관여한 농도들 알기.
- 평형 농도를 상수식에 대입하고, x에 대하여 풀기.

농도가 증가할수록 이온화 백분율은 감소한다.



▲ 그림 16.12 아세트산 용액의 이온화 백분율에 미치는 농도 효과

다양성자산

둘 이상의 이온화할 수 있는 H원자를 가지고 있는 산을 **다양성자산(polyprotic acid)**이라 한다.



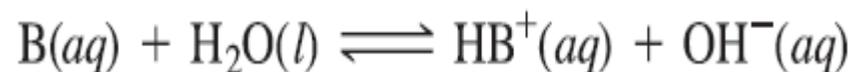
아황산에서 K_{a2} 는 K_{a1} 보다 매우 작다. 정전기 상호작용 때문에 음전하를 띤 HSO_3^- 보다 중성의 H_2SO_3 분자로부터 양성자가 더 쉽게 해리될 것으로 기대할 수 있다. 이것은 일반적인 성질로 **다양성자산에서 첫 번째 양성자를 떼내는 것이 두 번째 양성자를 떼내는 것보다 항상 쉽다.**

표 16.3 몇 가지 일반적인 다양성자산의 산 해리 상수

이름	화학식	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
아스코브산	$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$	8.0×10^{-5}	1.6×10^{-12}	
탄산	H_2CO_3	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
시트르산	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	7.4×10^{-4}	1.7×10^{-5}	4.0×10^{-7}
옥살산	$\text{HOOC}-\text{COOH}$	5.9×10^{-2}	6.4×10^{-5}	
인산	H_3PO_4	7.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	4.2×10^{-13}
아황산	H_2SO_3	1.7×10^{-2}	6.4×10^{-8}	
황산	H_2SO_4	크다	1.2×10^{-2}	
타타르산	$\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_2(\text{COOH})_2$	1.0×10^{-3}	4.6×10^{-5}	

16.7 약염기

약염기는 물과 반응하여 물에서 수소 원자를 떼내며 **염기의 짝산을 만들고, OH^- 이온을 생성함**



염기(base)의 이온화에 대한 평형 상수식은 다음과 같다.

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

K_b 를 **염기 해리 상수**(base dissociation constant)라고 하며,

언제나 염기가 H_2O 와 반응하여 이 염기의 짝산과 OH^- 이온을 형성하는 반응에 대한 것이다.

약염기

표 16.4 25°C 물에서의 몇 가지 약염기들

염기	구조식 *	적산	K_b
암모니아 (Ammonia, NH_3)		NH_4^+	1.8×10^{-5}
피리딘 (Pyridine, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$)		$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$	1.7×10^{-9}
하이드록실아민 (Hydroxylamine, HONH_2)		HONH_3^+	1.1×10^{-8}
메틸아민 (Methylamine, CH_3NH_2)		CH_3NH_3^+	4.4×10^{-4}
황화수소 이온 (Hydrosulfide ion, HS^-)		H_2S	1.8×10^{-7}
탄산 이온 (Carbonate ion, CO_3^{2-})		HCO_3^-	1.8×10^{-4}
하이포염소산 이온 (Hypochlorite ion, ClO^-)		HClO	3.3×10^{-7}

*양성자를 받아들이는 원자는 푸른색으로 나타냈다.

16.8 K_a 와 K_b 의 관계

$$K_a \times K_b = K_w$$

어떤 산의 산 해리 상수와 이 산의 짝염기에 대한 염기 해리 상수를 곱한 값은 물의 이온곱 상수와 같다.

pH = $-\log[H^+]$ 인 관계를 이용하여 $[H^+]$ 를 표현하기도 한다.

'p'는 아주 작은 수를 표현할 때 사용하며 산, 염기 해리 상수값을 pK_a 나 pK_b 로 나타낸다.

$$pK_a = -\log K_a, pK_b = -\log K_b$$

이 방법을 사용하면 식 위 식의 양변에 $-\log$ 를 취하여 pK_a 와 pK_b 로 표현할 수 있다.

$$pK_a + pK_b = pK_w = 14.00 \quad 25^\circ\text{C에서} \quad (\text{짝산-짝염기 쌍})$$

▮ K_a 와 K_b 의 관계

산에 대한 NH_4^+ 의 반응은



간단하게

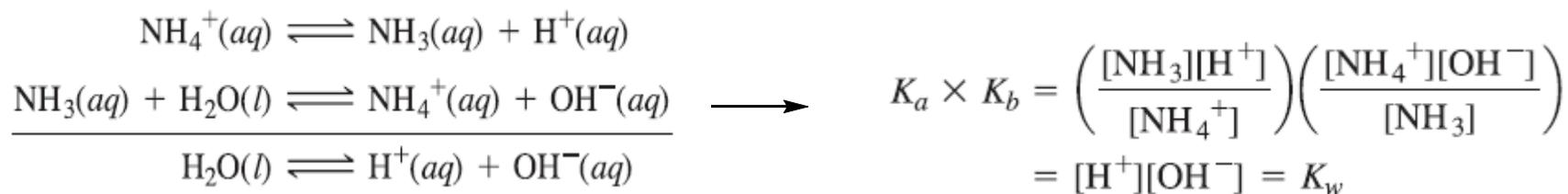


염기 NH_3 의 경우



$$K_a = \frac{[NH_3][H^+]}{[NH_4^+]} \quad K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

eq (1)과 (2)로부터



16.9 염 용액의 산-염기 성질

가수분해 (hydrolysis) : 많은 이온들이 물과 반응하여 $H^+(aq)$ 또는 $OH^-(aq)$ 을 생성시키는 반응

음이온과 물의 반응

만약 HA가 일곱 가지의 강산에 속하지 않는다면 약산이다.

짜염기인 A^- 은 약염기며 음이온은 소량의 물과 반응하여 약산과 수산화 이온을 생성한다.



OH^- 은 용액의 pH를 올려 염기성이 되도록 한다.

Ex) 약산의 짜염기로서 물과 반응하면 아세트산과 수산화 이온을 만듦으로써 pH가 올라감.



양이온과 물의 반응

다원자 양이온은 약염기의 짝산이 되며, 물과 반응하여 약염기와 하이드로늄을 생성한다.

Ex) NH_4^+ 은 약염기인 NH_3 의 짝산이다.

NH_4^+ 은 약산이므로, H_2O 에 양성자를 내놓고 하이드로늄 이온을 형성하여 pH를 낮춘다.



표 16.6 25°C에서 수용액
금속 양이온의 산 해리 상수

양이온	K_a
Fe^{2+}	3.2×10^{-10}
Zn^{2+}	2.5×10^{-10}
Ni^{2+}	2.5×10^{-11}
Fe^{3+}	6.3×10^{-3}
Cr^{3+}	1.6×10^{-4}
Al^{3+}	1.4×10^{-5}

많은 금속 이온들은 수용액에서 물과 반응하여 pH를 낮출 수 있다.

표에서 Fe^{2+} 와 Fe^{3+} 의 이온의 전하가 증가함에 따라 산도가 어떻게 증가하는지 알 수 있다.

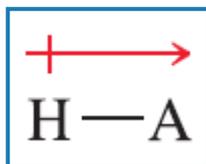
■ 용액에서 양이온과 음이온의 복합적 효과

1. 양이온과 음이온 모두 물과 반응하지 않을 때, pH는 중성이 될 것으로 예상.
2. 염이 물과 반응하여 수산화 이온을 만드는 음이온을 포함하고, 양이온은 물과 반응하지 않는다면, pH는 염기성이 될 것으로 예상.
3. 염이 물과 반응하여 하이드로늄 이온을 만드는 양이온을 포함하고, 음이온은 물과 반응하지 않는다면, pH는 산성이 될 것으로 예상.
4. 염이 포함하고 있는 양이온과 음이온이 모두 물과 반응할 수 있다면, 수산화 이온과 하이드로늄 이온을 모두 생성.

16.10 산-염기 거동과 화학 구조

산의 세기에 영향을 주는 인자들

수소 원자(H)를 가진 분자는 $H \square A$ 결합이 다음과 같은 극성을 갖게 될 때 양성자 주개(산)로 행동한다.



NaH와 같은 이온성 수소화물(ionic hydrides)은 반대로 된다.

즉, **H 원자**는 음전하를 갖게 되고 양성자 받개(염기)로 행동한다.

CH_4 의 $H \square C$ 결합과 같은 비극성 $H \square A$ 결합은 산성이나 염기성 수용액을 만들지 않는다.

이성분산

이성분산

산의 세기는 일반적으로 세 가지 인자에 의해서 종합적으로 결정

1. 극성을 갖게 될 때

: 양성자 주개(산)로 행동.

2. 결합의 세기

: 매우 강한 결합은 약한 결합에 비해 분리되기 어려움.

3. 짝염기 X^- 이 얼마나 안정한가

: HX로부터 수소 원자가 얼마나 쉽게 이온화 할 수 있는지 결정.
일반적으로 짝염기의 안정성이 클수록 산도 강함.

4A	5A	6A	7A
CH₄ 산이나 염기가 아님	NH₃ 약염기 $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$	H₂O	HF 약산 $K_a = 6.8 \times 10^{-4}$
SiH₄ 산이나 염기가 아님	PH₃ 매우 약한 염기 $K_b = 4 \times 10^{-28}$	H₂S 약산 $K_a = 9.5 \times 10^{-8}$	HCl 강산
		H₂Se 약산 $K_a = 1.3 \times 10^{-4}$	HBr 강산

산의 세기 증가 ↓

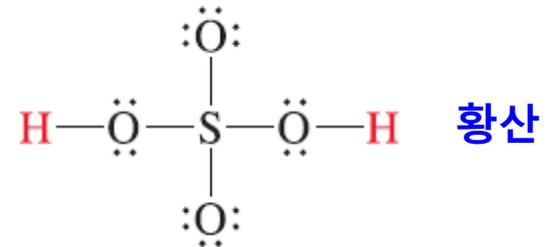
← 산의 세기 증가 →

▲ 그림 16.18 2주기~4주기 이성분 수소화물에 대한 산의 세기 경향

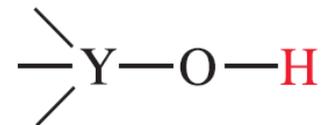
산소산

산소산

OH기를 가지고 있거나 중심 원자에 산소가 결합한 산.



OH기가 염기로 작용하거나 산으로 작용하는 것은 무슨 요인 때문?



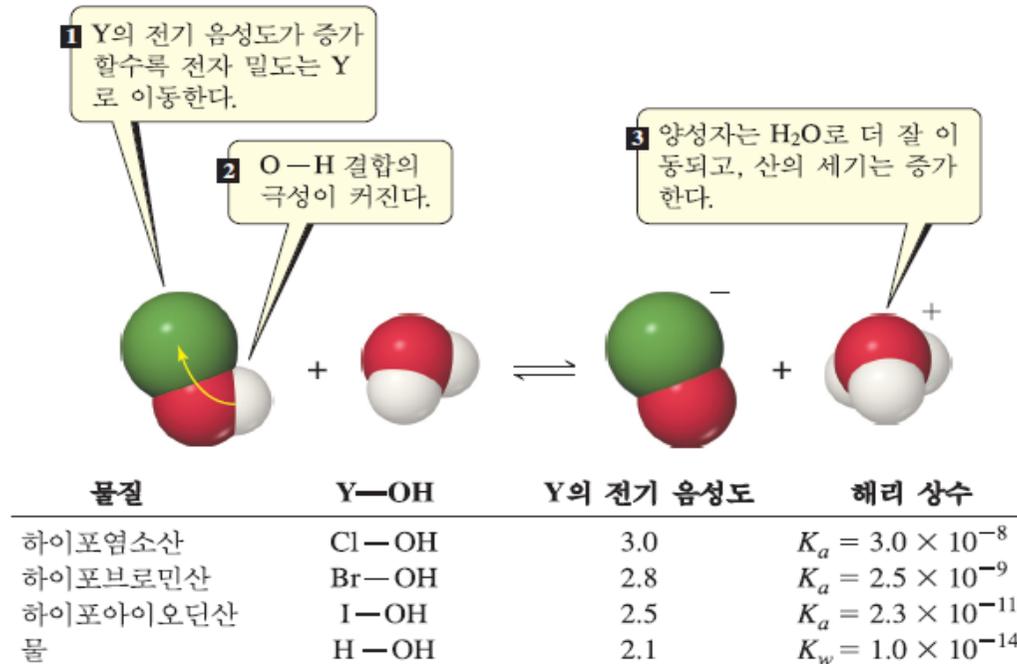
OH기가 어떤 원소 Y에 결합했다고 가정해보면 Y에는 다른 결합도 있을 수 있다.

산소산

1. 일반적으로 Y의 전기음성도가 증가함에 따라 산의 세기도 증가한다.

-두 가지 이유 때문:

- ① 전자 밀도가 Y에 몰리게 되어 O-H 결합은 더 약해지고 극성은 커져서 H⁺을 쉽게 내놓음.
- ② YO⁻ 구조를 갖는 산의 짝염기는 대개 음이온인데, Y의 전기음성도가 커질수록 안정화됨.
이 경향은 할로젠 원자의 전기음성도가 감소함에 따라 감소함.



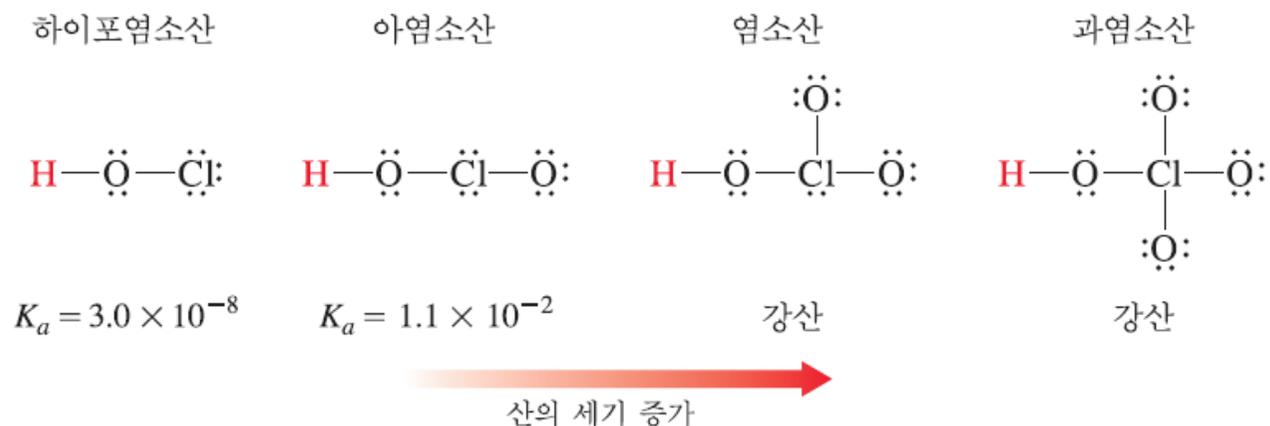
▲ 그림 16.19 Y의 전기 음성도에 따른 하이포할로젠 산소산(YOH)의 산도

산소산

2. 중심 원자 Y에 결합한 전기음성도가 큰 원자가 많이 결합할수록 산의 세기는 강해진다.

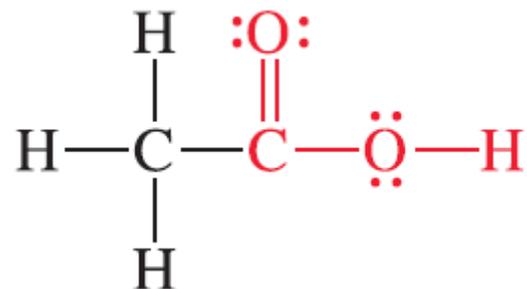
-이유

: 중심 원자에 결합한 산소가 많아질수록 음전하를 넓게 '분산' 시키는 효과를 주므로, 짝염기를 더 안정화시킴. 할로젠 원자의 전기음성도가 감소함에 따라 감소함.

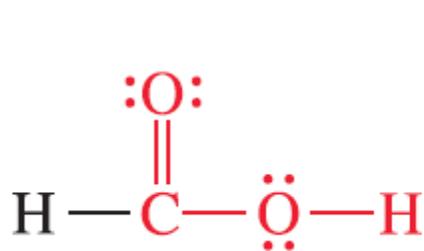


카복실산

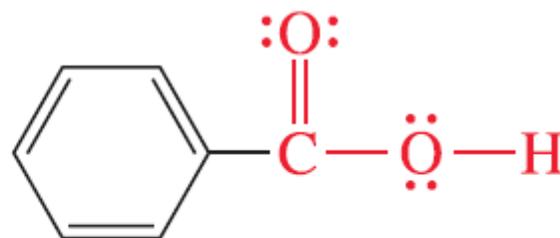
구조에서 붉은색으로 표시된 부분을 **카복실기(carboxyl group)**이라 한다.



아세트산의 화학식은 CH_3COOH 로 표기하며, 카복실기의 수소만 이온화할 수 있다. 카복실기를 포함하는 산을 카복실산(carboxylic acid)이라 함.



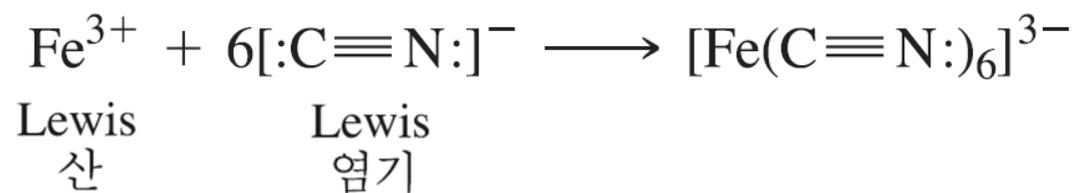
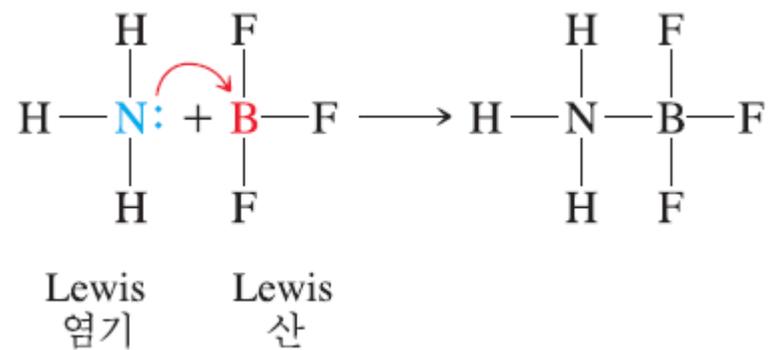
폼산



벤조산

16.11 Lewis 산-염기

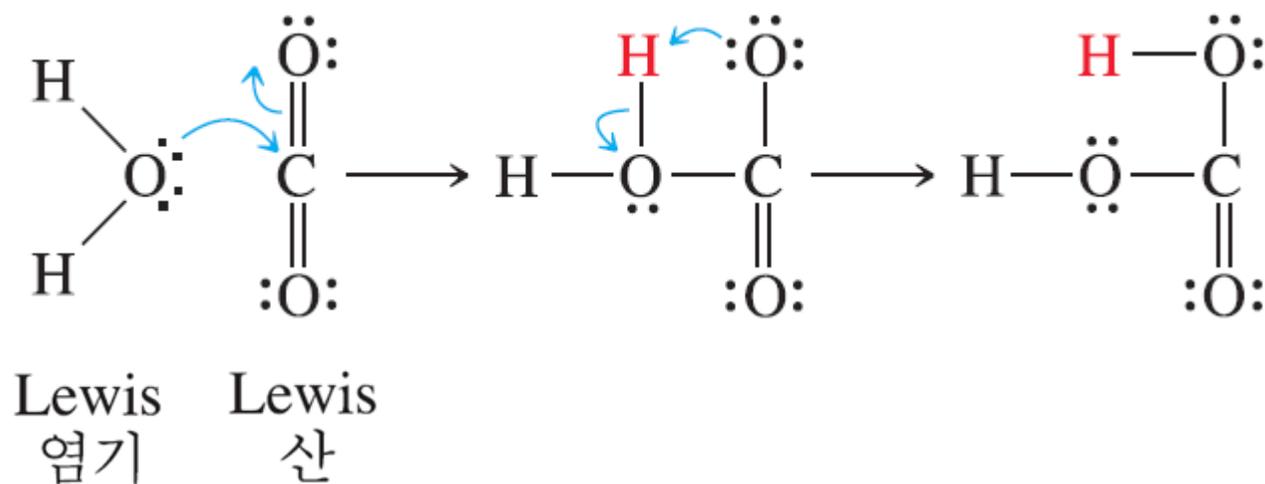
- ① 산 (acid) : 전자쌍 받개
- ② 염기 (Base) : 전자쌍 주개



Lewis 산-염기

다중 결합을 가지고 있는 분자들도 Lewis 산이 될 수 있다.

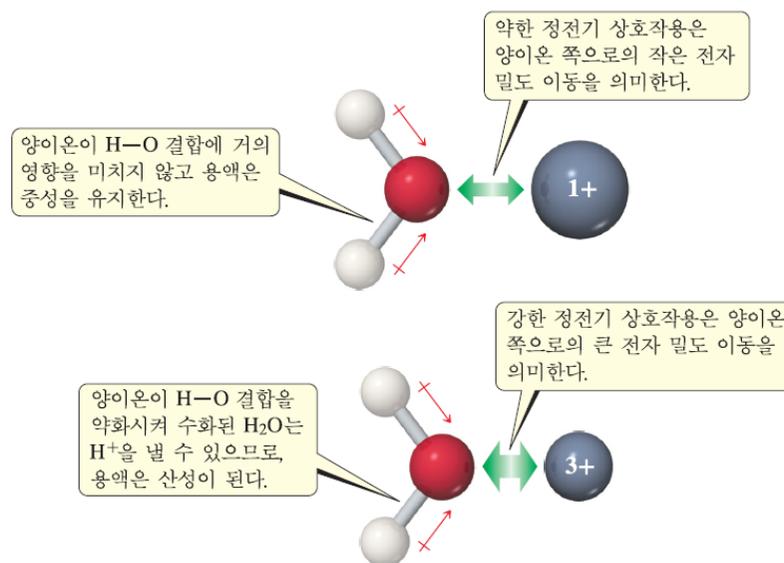
예를 들면 이산화 탄소가 물과 반응하여 탄산(H₂CO₃)를 형성할 때의 반응이 있다.



탄소와 산소의 이중 결합을 이루는 전자쌍 중 하나가 산소로 이동하고, 탄소는 빈자리가 생겨서 H₂O의 전자쌍을 받을 수 있게 된다.

산-염기 쌍을 형성한 후에 산소의 양성자가 다른 산소로 이동하여 탄산이 만들어진다.

Lewis 산-염기



▲ 그림 16.20 수화된 양이온의 산도는 양이온의 전하에 의존한다.

그림 16.17의 $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ 와 같은 수화된 양이온은 양이온이 Lewis 산으로, 물 분자는 Lewis 염기로 작용하여 만들어진다.

물 분자가 양전하를 띠는 금속 이온과 만나면 금속 이온은 산소의 전자를 끌어 당긴다(그림 16.20).

끝