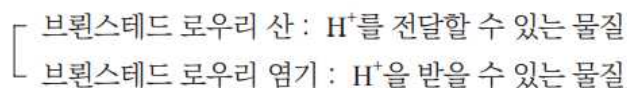
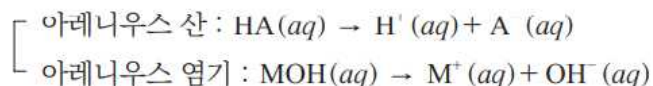
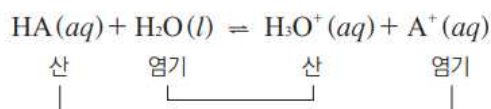
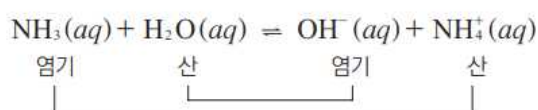


15. 수용액에서의 평형(산-염기)

- 산-염기의 개념 : 아레니우스, 브뢴스테드 로우리 이론



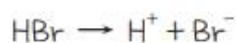
○ 짝산-짝염기



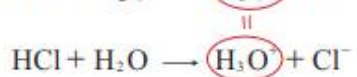
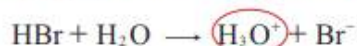
브뢴스테드-로우리의 염기는 하나 혹은 그 이상의 비공유 전자쌍을 가지고 있다.

● 강산과 약산, 강염기와 약염기

1. 강산 : 물 속에서 100% 해리



※ 평준화 효과 : 물 속에서 해리되면 HBr이나 HCl은 산성도 동일



ex) 물에 HCl 3.65g(0.1mole)을 녹여 1L 용액을 만들었을 때 수용액의 pH?

HCl의 초기농도 = 0.1M이고 HCl은 강산이므로 물속에서 100% 해리되어 $[\text{H}^+] = [\text{Cl}^-] = 0.1\text{M}$ 이다. 따라서 $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0.1 = 1$ 이다.

2. 약산: 물속에서 100% 해리되지 않음

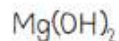
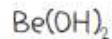


※ 유기화학에서의 강산, 약산은 비교 상대적 개념이다. 하지만 일반화학에서는 강산, 약산이 정해져 있다.

3. 강염기: 물속에서 100% 해리



4. 약염기: 물속에서 100% 해리되지 않음

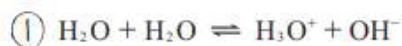


ex) 물에 NaOH 0.4g(0.01mole)을 녹여 1L 용액을 만들었을 때 수용액의 pH?

NaOH의 초기농도 = 0.01M이고 NaOH는 강염기이므로 물속에서 100% 해리되어 $[\text{Na}^+] =$

$[\text{OH}^-] = 0.01\text{M}$ 이다. 따라서 $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = -\log \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 12$ 이다.

● 물의 해리



$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} \quad 55.5\text{M}$$

$K_w = K[\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ (25}^\circ\text{C)}$ (K_w : 물의 이온곱 상수) → 온도에만 의존

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}, \quad [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

→ 물 속에서는 항상 성립

cf) 산의 해리에 의해 생성된 양성자 H^+ 은 너무 반응성이 커서 용액 속에 존재할 수 없고 물 분자의 산소 원자와 결합하여 삼각 피라미드 형태의 H_3O^+ 으로 존재한다. 즉 물속에서는 $\text{H}^+ = \text{H}_3\text{O}^+$ 이다.

② $[H_3O^+] = [OH^-]$ 인 경우

$$K_w = 10^{-14} = [H_3O^+]^2$$

$$[H_3O^+] = 10^{-7}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = 7 \text{ (25}^\circ\text{C, } K_w = 10^{-14} \text{일 때)}$$

$$\left[\begin{array}{l} \text{산성} : [H_3O^+] > [OH^-] \rightarrow pH < 7 \text{ (25}^\circ\text{C)} \\ \text{염기성} : [H_3O^+] < [OH^-] \rightarrow pH > 7 \text{ (25}^\circ\text{C)} \end{array} \right.$$

[문제] 물의 이온곱 상수는 다음과 같이 온도가 변하면 변한다.

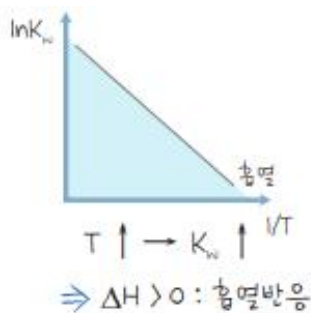
$$0^\circ\text{C} : K_w = 1.2 \times 10^{-15}$$

$$18^\circ\text{C} : K_w = 0.64 \times 10^{-14}$$

$$25^\circ\text{C} : K_w = 1.00 \times 10^{-14}$$

(1) 물의 자동이온화 반응은 발열 반응인가? 흡열 반응인가?

온도가 증가함에 따라 물의 이온곱 상수(평형상수)가 증가하였으므로 물의 자동이온화 반응은 흡열 반응이다.

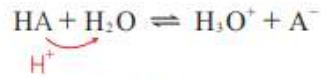


(2) 18°C 에서 $K_w = 0.64 \times 10^{-14}$ 이므로 $[H_3O^+] = [OH^-]$ 이면 $K_w = 0.64 \times 10^{-14} = [H_3O^+]^2$ 이므로 $[H_3O^+] = 8 \times 10^{-8}$ 이고 $pH = -\log [H_3O^+] = -\log 8 \times 10^{-8} = 7.09$ 이다. pH가 7보다 크므로 염기성으로 착각할 수 있으나 온도가 변하여 K_w 값이 변하며 pH가 7이 아닐 뿐이지 $[H_3O^+] = [OH^-]$ 는 성립하므로 pH=7.09라고 하여도 여전히 중성이다.

- 약산 혹은 약염기의 pH

약산인 CH_3COOH 6g(0.1mole)을 물에 녹여 1L용액을 만들었을 때는 약산의 초기농도는 0.1M이나 pH를 구하기 위해서는 CH_3COOH 는 약산이므로 물속에서 몇 %가 해리되는지를 알아야 한다. 만약 10%가 해리된다면(이온화도 $\alpha = 0.1$) $[H_3O^+]$ 는 0.01M이므로 $pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0.01 = 2$ 이다. 즉 약산의 pH를 구하기 위해서는 몇 %가 해리되는지(이온화도 α)를 알아야 한다. 이 이온화도는 농도가 묽어지면 증가하는 성질이 있어서 농도에 무관한 산의 이온화상수(K_a)나 염기의 이온화상수(K_b)를 이용하여 약산, 약염기의 pH를 구할 수 있다.

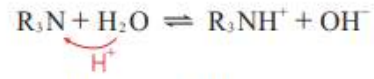
- 산의 이온화상수(K_a), 염기의 이온화상수(K_b)



$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_a = K[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

산의 이온화 상수(평형상수)



$$K = \frac{[\text{R}_3\text{NH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{R}_3\text{N}][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_b = K[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{R}_3\text{NH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{R}_3\text{N}]}$$

염기의 이온화 상수(평형상수)

- 산의 이온화상수(K_a)와 이온화도(α)의 관계

	$\text{HA}(aq) \rightleftharpoons \text{H}^+(aq) + \text{A}^-(aq)$		
처음농도	C		
나중농도	$-C\alpha$	$+C\alpha$	$+C\alpha$
평형농도	$C(1-\alpha)$	$C\alpha$	$C\alpha$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{(C\alpha)^2}{C(1-\alpha)} = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$$

① 강산의 경우 100% 해리되므로 이온화도(α) = 1이다. 따라서 $K_a = \infty$ 이다.

② 약산의 경우 이온화도(α)가 매우 작으므로 0으로 놓으면 $K_a = C\alpha^2$ 이다. 따라서 $\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$ 이며 $[\text{H}_3\text{O}^+] = C\alpha = \sqrt{C \cdot K_a}$ 이다.

- 염기의 이온화상수(K_b)와 이온화도(α)의 관계

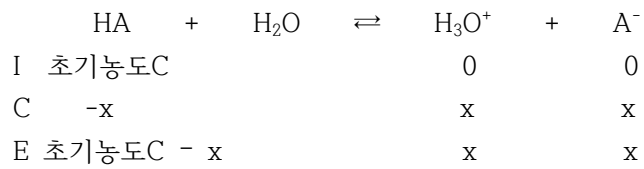
	$\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$		
처음농도	C		
나중농도	$-C\alpha$	$+C\alpha$	$+C\alpha$
평형농도	$C(1-\alpha)$	$C\alpha$	$C\alpha$

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} = \frac{(C\alpha)^2}{C(1-\alpha)} = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$$

① 강염기의 경우 100% 해리되므로 이온화도(α) = 1이다. 따라서 $K_b = \infty$ 이다.

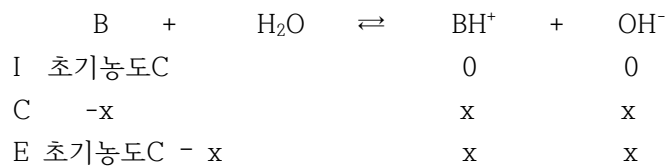
② 약염기의 경우 이온화도(α)가 매우 작으므로 0으로 놓으면 $K_b = C\alpha^2$ 이다. 따라서 $\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C}}$ 이며 $[\text{OH}^-] = C\alpha = \sqrt{C \cdot K_b}$ 이다.

- 산의 이온화상수(K_a), 염기의 이온화상수(K_b)를 이용한 pH구하기



$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x^2}{\text{초기농도 } C - x}$$

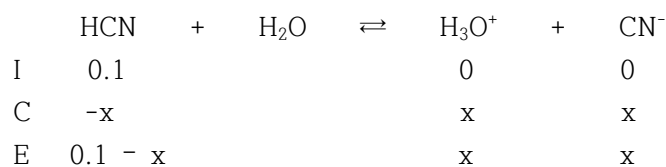
분모의 x는 무시하면 $x = [H_3O^+] = \sqrt{C \cdot K_a}$ 이며 pH = -log x이다.



$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = \frac{x^2}{\text{초기농도 } C - x}$$

분모의 x는 무시하면 $x = [OH^-] = \sqrt{C \cdot K_b}$ 이며 pH = -log $\frac{K_w}{x}$ 이다.

[문제] 0.1M HCN($K_a = 10^{-10}$)의 pH?



$$K_a = \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN]} = \frac{x^2}{0.1 - x}$$

분모의 x는 무시하면 $x = [H_3O^+] = \sqrt{C \cdot K_a} = \sqrt{0.1 \times 10^{-10}} = 10^{-5.5}$ 이며 pH = -log $10^{-5.5} = 5.5$ 이다.

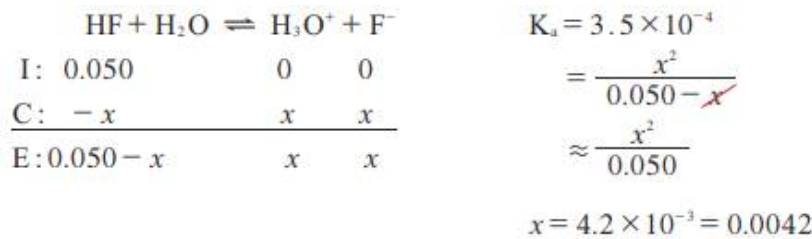
참고) 5%룰

분모의 x값이 5%보다 작으면 무시할 수 있으나 5%보다 크면 무시할 수 없다는 원리이다.

$$\text{5\% rule} = \frac{[H_3O^+]}{\text{초기농도}} \times 100 < 5(\%)$$

[5%보다 작으면 적용 O
5%보다 크면 적용 X

[문제] 0.050M HF($K_a = 3.5 \times 10^{-4}$)의 pH?



→ 0.001보다 크므로 근사법 적용 X

→ $\frac{4.2 \times 10^{-3}}{0.050} \times 100 > 5(\%)$ 이므로 근사법 적용 X

⇒ 2차 방정식으로 풀어줘야 한다

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log(4 \times 10^{-3})$$

$$= 2.4$$

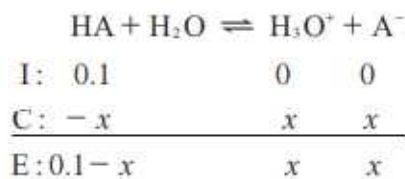
● 해리 백분율(이온화 백분율)

$$\bullet \text{ 해리 백분율} = \frac{\text{해리된 농도}}{\text{초기농도}} \times 100 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\text{초기농도}} \times 100 = \frac{[\text{OH}^-]}{\text{초기농도}} \times 100$$

cf) 100을 곱하면 백분율이라고 하고 100을 곱하지 않으면 이온화도 α 이다. 이온화도는

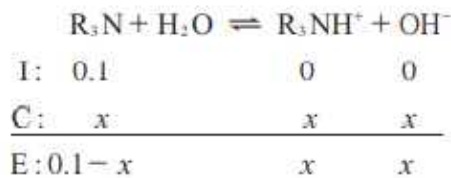
$$\alpha = \frac{[A^-]}{[HA] + [A^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[HA] + [A^-]} \text{로 표시되기도 한다.}$$

i) 산이↓때



→ HA가 x 만큼 해리되면 $[\text{H}_3\text{O}^+]$ 가 x 만큼 생긴다

ii) 염기이↓때



→ R_3N 이 x 만큼 해리되면 $[\text{OH}^-]$ 가 x 만큼 생긴다

① 묽은 해리도

$$\frac{\text{해리된 농도}}{\text{초기 농도}} = \frac{10^{-7}}{55.5} = 1.8 \times 10^{-9}$$

→ 묽은 거의 해리 안된다

② K_a 값 클수록 해리 백분율이 크다

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

$$K_a \text{ 大} = [H_3O^+] \text{ 大}$$

$$= \text{해리 백분율} \text{ 大}$$

※ 강산의 해리 백분율은 100%이다

③ 10배로 희석시키면?

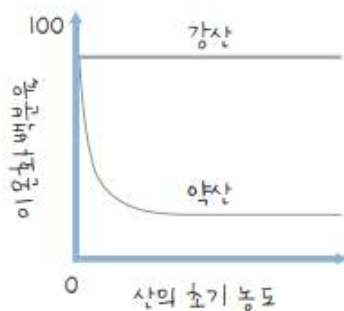
$$Q = \frac{\frac{[H_3O^+]}{10} \cdot \frac{[A^-]}{10}}{\frac{[HA]}{10}}$$

$$Q = \frac{1}{10} K_a$$

$$Q < K_a$$

→ 정반응 진행

→ 해리 백분율 증가



약산이더라도 농도를 묽혀주면 해리 백분율이 커진다

cf) $\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$, $\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C}}$ 이므로 약산, 약염기의 K_a , K_b 값이 클수록 α 가 크고 농도가 묽어질수록 α 가 커진다.

① 0.1M CH_3COOH ($K_a = 10^{-5}$)과 0.1M HCN ($K_a = 10^{-10}$)의 α 는 K_a 값이 큰 0.1M CH_3COOH 이 더 크다.

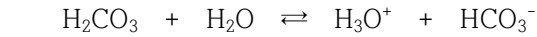
② 0.1M CH_3COOH ($K_a = 10^{-5}$)과 0.01M CH_3COOH ($K_a = 10^{-5}$)의 α 는 농도가 더 묽은 0.01M CH_3COOH 이 더 크다.

- 다양성자산 : 해리할 수 있는 양성자를 두 개 이상 포함하고 있는 산

1. H_2CO_3

0.01M H_2CO_3 ($K_{a1} = 10^{-7}$, $K_{a2} = 10^{-10}$)의 모든 성분의 농도와 pH는?

수소이온을 가장 많이 생성시키는 주 반응은 K_{a1} 식이므로 다음 반응을 고려한다.



$$I \quad 0.01 \quad \quad \quad 0 \quad \quad 0$$

$$C \quad -x \quad \quad \quad x \quad \quad x$$

$$E \quad 0.01-x \quad \quad \quad x \quad \quad x$$

$$K_{a1} = 10^{-7} = \frac{[H_3O^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = \frac{x^2}{0.01-x}$$

분모의 x 는 무시하면 $x = [H_3O^+] = [HCO_3^-]$

$$= \sqrt{C \cdot K_{a1}} = \sqrt{0.01 \times 10^{-7}} = 10^{-4.5} \text{이며 } pH = -\log 10^{-4.5} = 4.5 \text{이다.}$$

K_{a2} 식을 고려하여 수소이온의 농도와 CO_3^{2-} 의 농도를 구해보면 다음과 같다.



$$I \quad 10^{-4.5} \quad \quad \quad 10^{-4.5} \quad \quad 0$$

$$C \quad -x \quad \quad \quad x \quad \quad x$$

$$E \quad 10^{-4.5}-x \quad \quad \quad 10^{-4.5}+x \quad \quad x$$

$$K_{a2} = 10^{-10} = \frac{[H_3O^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = \frac{(10^{-4.5}+x)x}{(10^{-4.5}-x)}$$

$(10^{-4.5} - x), (10^{-4.5} + x)$ 의 x 값은

$10^{-4.5}$ 보다 크게 작은 값이므로 x 를 무시하면 $10^{-4.5}$ 이 약분되므로 $x = [CO_3^{2-}] = K_{a2} = 10^{-10}$ 이다.

cf) 다양성자산의 pH는 K_{a1} 식만으로 구하며 수소이온이 2번 해리된 짝염기의 농도 $[CO_3^{2-}]$ 는 K_{a2} 와 같다.

[문제] $1.0 \times 10^{-1}M$ H_2S 용액의 S^{2-} 의 농도는?

(단, $K_{a1} = 10^{-7}$, $K_{a2} = 10^{-15}$ 이다.)

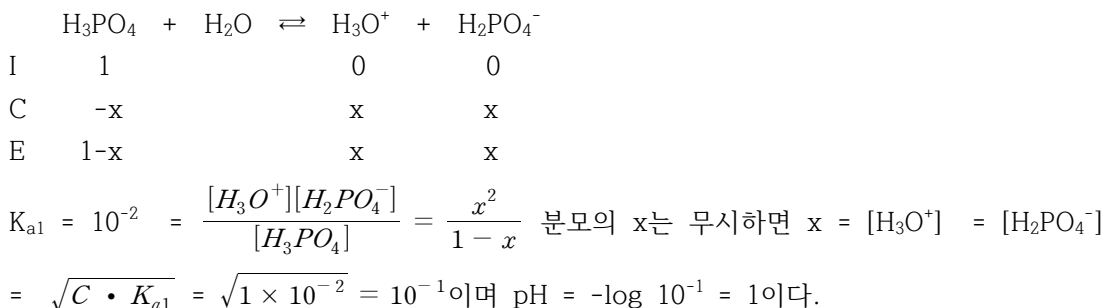
해설)

2번 해리된 짝염기의 농도 $[S^{2-}]$ 는 K_{a2} 와 같으므로 $[S^{2-}] = K_{a2} = 10^{-15}$ 이다.

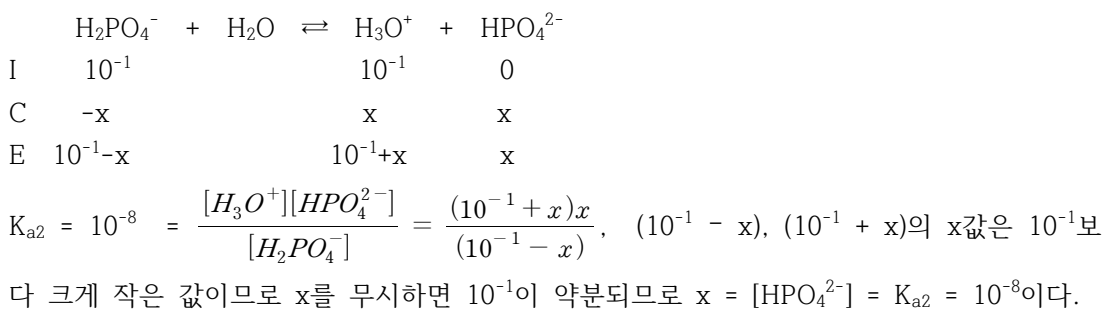
2. H_3PO_4

1M H_3PO_4 ($K_{a1} = 10^{-2}$, $K_{a2} = 10^{-8}$, $K_{a3} = 10^{-13}$)의 모든 성분의 농도와 pH는?

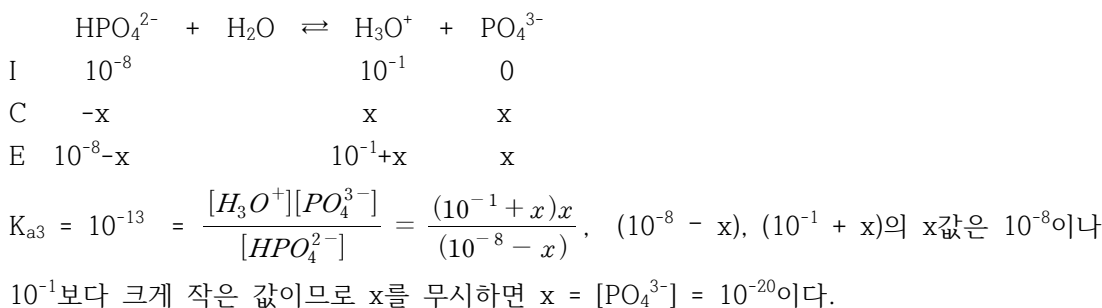
수소이온을 가장 많이 생성시키는 주 반응은 K_{a1} 식이므로 다음 반응을 고려한다.



K_{a2} 식을 고려하여 수소이온의 농도와 HPO_4^{2-} 의 농도를 구해보면 다음과 같다.



K_{a3} 식을 고려하여 수소이온의 농도와 PO_4^{3-} 의 농도를 구해보면 다음과 같다.

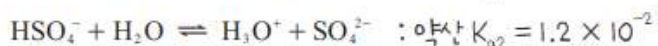


cf) 삼양성자산인 H_3PO_4 의 pH도 K_{a1} 식만으로 구하며 수소이온이 2번 해리된 짝염기의 농도 $[\text{HPO}_4^{2-}]$ 는 K_{a2} 와 같다.

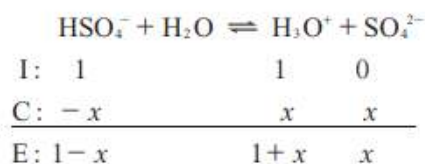
3. H_2SO_4

0.05M H_2SO_4

$$\left[\begin{array}{l} \text{오류 1. } \text{pH} = -\log 0.05 \text{ (초기농도} = [\text{H}_3\text{O}^+]) \\ \text{오류 2. } \text{pH} = -\log 0.1 = 1 \text{ (} \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \text{)} \end{array} \right.$$



i) 초기농도가 진할 때 → 근사법 적용, K_{a2} 만 고려 ($1.0M H_2SO_4$)



$$K_{a2} = 1.2 \times 10^{-2}$$

$$= \frac{(1+x) \cdot x}{1-x}$$

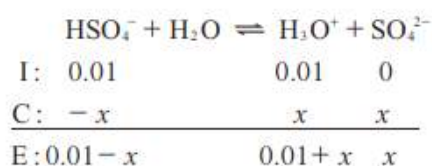
$$K_{a2} = x = 1.2 \times 10^{-2}$$

$$\rightarrow \frac{1.2 \times 10^{-2}}{1} \times 100 < 5\% : \text{근사치 적용 가능}$$

$$\therefore [H_3O^+] = 1$$

$$\therefore pH = -\log 1 = 0$$

ii) 초기농도가 묽을 때 → 두 번째 해리된 H_3O^+ 의 농도 x 무시 못하므로 근사법 적용 X ($0.01M H_2SO_4$)



$$K_{a2} = x = 1.2 \times 10^{-2}$$

$$\frac{1.2 \times 10^{-2}}{0.01} \times 100 > 5\% : \text{근사치 적용 가능 X}$$

이차 방정식을 통해 구하면

$$x = 4.5 \times 10^{-3}$$

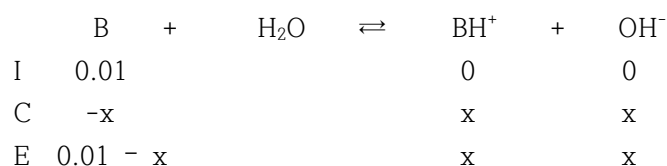
$$\Rightarrow \text{total}[H_3O^+] = 0.01 + (4.5 \times 10^{-3})$$

$$\therefore pH = -\log[H_3O^+] = 1.84$$

cf) H_2SO_4 의 pH는 H_2SO_4 의 초기농도가 진할 때에는 초기농도 = $[H_3O^+]$ 이 되는 경우가 있고 초기농도가 묽을 때에는 두 번째 해리된 수소이온의 농도를 고려해주시는 하나 $[H_3O^+]$ 가 초기농도의 2배가 되지는 않는다.

• 염기의 pH 구하기

[문제] $0.01M B(K_b = 10^{-6})$ 의 pH?

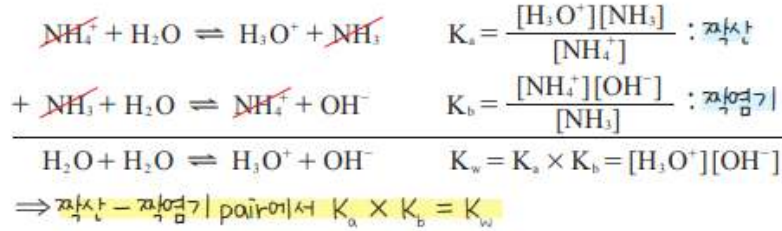


$$K_b = 10^{-6} = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = \frac{x^2}{0.01 - x} \quad \text{분모의 } x \text{는 무시하면 } x = [OH^-] = [BH^+] =$$

$$\sqrt{C \cdot K_b} = \sqrt{0.01 \times 10^{-6}} = 10^{-4}, \quad pH = -\log \frac{K_w}{[OH^-]} = -\log \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10 \text{이다.}$$

● K_a 와 K_b 의 관계

→ 짝산과 짝염기 pair에서만 가능



$$\therefore K_a = \frac{K_w}{K_b}, K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

cf) 짝산 짝염기 쌍에서는 $\text{p}K_a + \text{p}K_b = 14$ 이다.

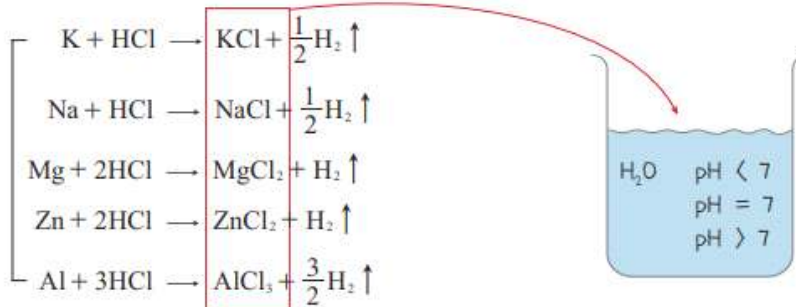
① HF의 $K_a = 10^{-4}$ 이면 HF의 짝염기인 F^- 의 $K_b = 10^{-10}$ 이다.

② HCN의 $K_a = 10^{-10}$ 이면 HCN의 짝염기인 CN^- 의 $K_b = 10^{-4}$ 이다.

● 염의 산-염기 성질

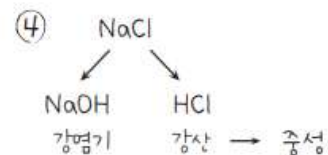
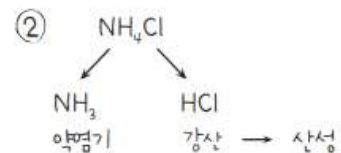
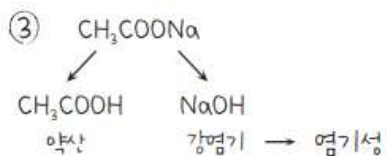
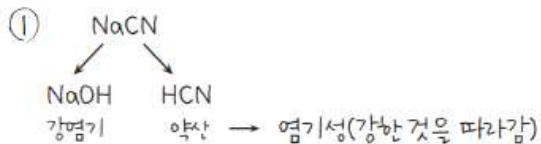


→ salt (염): 산의 음이온과 염기의 양이온이 결합하여 만든 이온결합성 물질

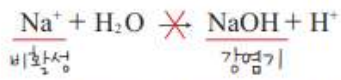


→ 이온화경향이 큰 금속은 산 속에서 염을 생성시킨다

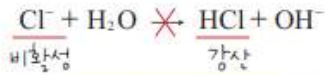
[JQ] (요령)



[원리]



→ 강염기의 양이온은 물속에서 아무런 역할을 하지 못한다(비활성)

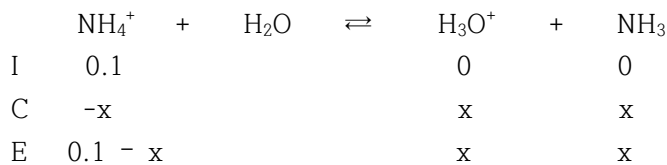


→ 강산의 음이온은 물속에서 아무런 역할을 하지 못한다(비활성)

1. 산성 용액을 형성하는 염

① 0.1M NH_4Cl (NH_4^+ 의 $K_a = 10^{-10}$)의 pH?

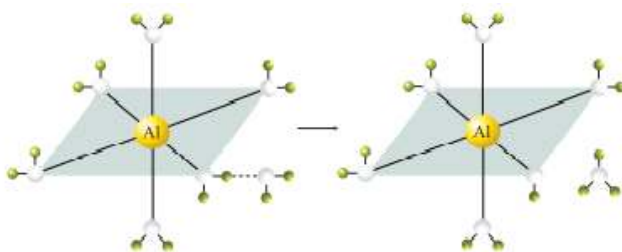
NH_4Cl 은 물속에서 해리되어 NH_4^+ 과 Cl^- 이 되는데 이중 Cl^- 은 비활성이며 NH_4^+ 이 수소이온을 생성시킨다. 따라서 다음의 반응이 주 반응이다.



$$K_a = 10^{-10} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x^2}{0.1 - x} \quad \text{분모의 } x \text{는 무시하면 } x = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NH}_3] =$$

$$\sqrt{C \cdot K_a} = \sqrt{0.1 \times 10^{-10}} = 10^{-5.5} \text{이며 } \text{pH} = -\log 10^{-5.5} = 5.5 \text{이다.}$$

② 중심금속의 전하가 큰 경우의 산성염

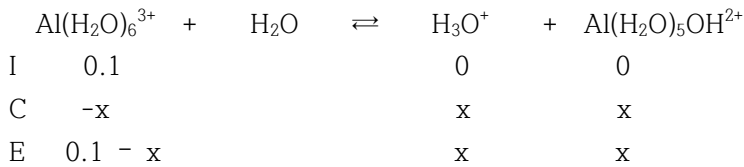


착이온 → 중심금속의 전하가 커서 전자를 빼앗기 때문에 H^+ 를 쫓 수 있어서 산성을 띰
; 중심원자의 전하가 커야 함 (2가 이상: Be^{2+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} , Al^{3+})



[문제] 0.1M $\text{AlCl}_3(\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+})$ 의 $K_a = 10^{-5}$ 의 pH?

AlCl_3 는 물속에서 해리되어 Al^{3+} 와 3Cl^- 이 되는데 이중 Cl^- 은 비활성이고 Al^{3+} 은 물 분자와 배위결합을 하여 $\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$ 가 생성되고 이 화합물이 수소이온을 생성시킨다. 따라서 다음의 반응이 주 반응이다.



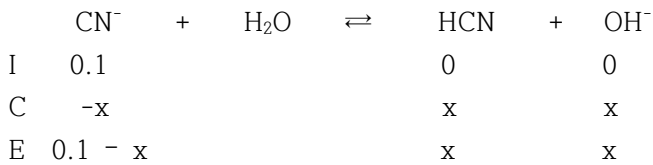
$$K_a = 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^{2+}]}{[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}]} = \frac{x^2}{0.1 - x} \quad \text{분모의 } x \text{는 무시하면 } x = [\text{H}_3\text{O}^+] =$$

$$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^{2+}] = \sqrt{C \cdot K_a} = \sqrt{0.1 \times 10^{-5}} = 10^{-3} \text{이며 } \text{pH} = -\log 10^{-3} = 3 \text{이다.}$$

2. 염기성 용액을 형성하는 염

[문제] 0.1M $\text{NaCN}(\text{HCN}$ 의 $K_a = 10^{-10}$)의 pH?

HCN 의 $K_a = 10^{-10}$ 이므로 그 짝염기인 CN^- 의 $K_b = 10^{-4}$ 이다.



$$K_b = 10^{-4} = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{x^2}{0.1 - x} \quad \text{분모의 } x \text{는 무시하면 } x = [\text{OH}^-] = [\text{HCN}] =$$

$$\sqrt{C \cdot K_b} = \sqrt{0.1 \times 10^{-4}} = 10^{-2.5}, \quad \text{pH} = -\log \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = -\log \frac{10^{-14}}{10^{-2.5}} = 11.5 \text{이다.}$$

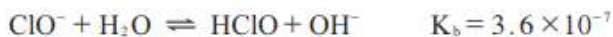
3. 산성 양이온과 염기성 음이온을 포함하고 있는 염

i) NH_4F

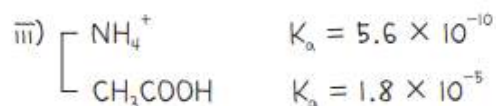


$$K_a > K_b \rightarrow \text{산성}$$

ii) NH_4ClO



$$K_a < K_b \rightarrow \text{염기성}$$



$\text{CH}_3\text{COO}^- \text{NH}_4^+$ 의 물속에서의 액성은?

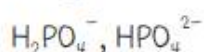


$K_a \approx K_b \rightarrow$ 중성

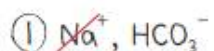
cf) 산성 양이온과 염기성 음이온이 포함된 염의 경우에 물에 녹았을 때 산성, 염기성, 중성 여부를 판단하기 위해서는 제시된 산성 양이온의 K_a 와 염기성 음이온의 K_b 값을 비교해보면 된다. 이 때 산성 양이온의 짝염기의 K_b 값을 줄 수도 있고 염기성 음이온의 짝산의 K_a 값을 제시해 줄 수도 있음을 명심할 것

4. 양쪽성 양성자종이 산성인지 염기성인지를 결정하는 방법

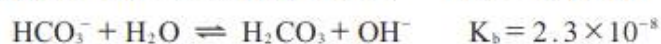
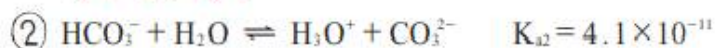
※ 양쪽성 물질: H^+ 을 주기도 하고, 받기도 함



i) NaHCO_3

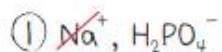


비활성 양쪽성물질

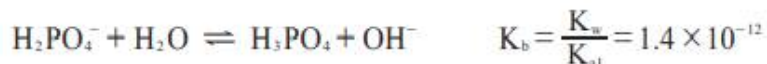
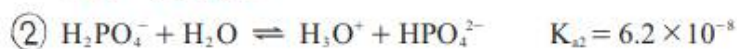


$K_{a2} < K_b$ (염기성)

ii) NaH_2PO_4



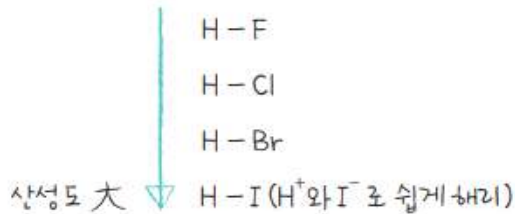
비활성 양쪽성물질



$K_{a2} > K_b$ (산성)

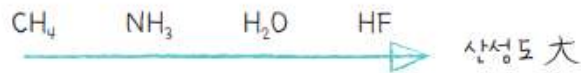
● 산의 세기에 영향을 미치는 요인들

① **이성분산**: 성분원소가 2개인 산



(∵ size가 크기 때문에 결합세기 약해짐)

→ 같은 족에서는 결합의 세기로 따진다

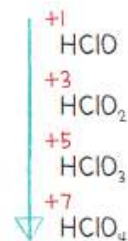
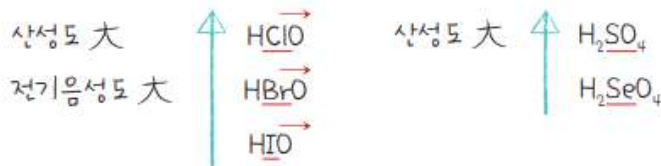


전기음성도가 큰 것에 있는 짝염기가 안정 = 약염기 → 짝산은 강산

→ 같은 주기에서는 전기음성도로 따진다

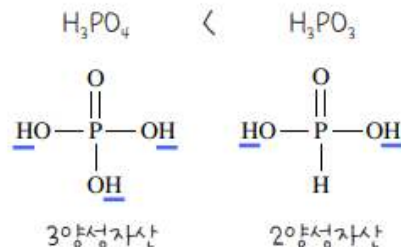
② **산소산**: 산소가 붙어있는 산

→ 전기음성도가 원리



산화수 大 = 산성도 大

※ 예외



● Lewis 산 : 전자쌍을 제공받는 것

→ 수소이온, 중심금속 양이온, 축소 octet 화합물, 비금속 산화물

