

# 16장

## 산과 염기

## Chapter 16

### Table of Contents

16.1 산과 염기

16.2 산의 세기

16.3 산과 염기로 의 물

16.4 pH 단위

16.5 강산 용액의 pH 계산

16.6 완충 용액

## Section 16.1

# Acids and Bases

## 16.1 산과 염기

학습목표 : 산과 염기의 두 가지 모형 및 짝산-염기 쌍의  
연관성에 대해 배운다



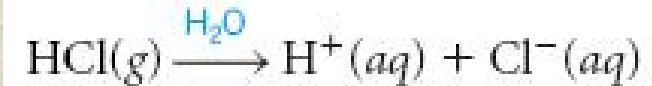
## Section 16.1

### Acids and Bases

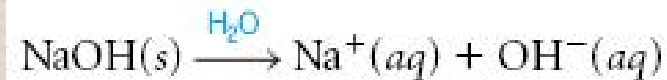
#### 산과 염기 모형

- 아레니우스(Arrhenius):

산: 용액 내에서  $H^+$  이온을 내는 물질,



염기:  $OH^-$  이온을 내는 물질.



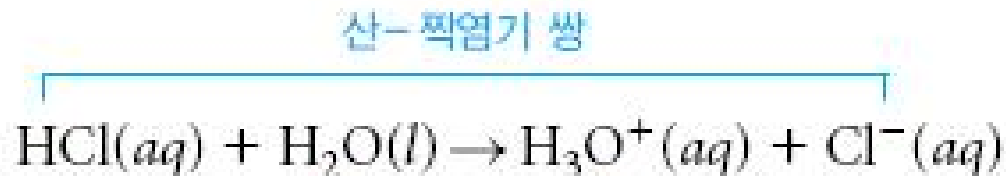
- 브렌스테드-로우리(Brønsted-Lowry):

산: 양성자 ( $H^+$ ) 주게,



염기: 양성자 ( $H^+$ ) 받게.

산                  염기                  짝산                  짝염기



산-짝염기 쌍

염기-짝산 쌍

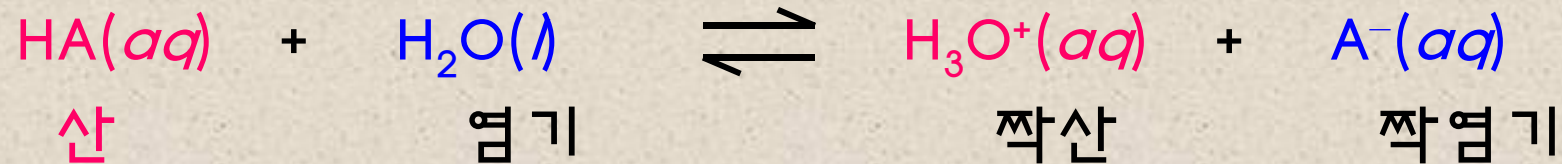
$H_3O^+$   
하이드로늄 이온  
(hydronium ion)

[Return to TOC](#)

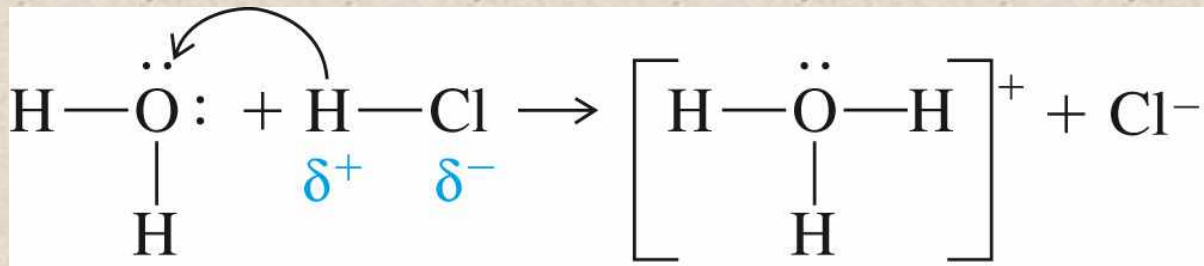
## Section 16.1

### Acids and Bases

#### 물에서의 산



- 짝염기: 양성자를 잃어버린 산 분자의 남아있는 부분
- 짝산: 양성자가 염기로 변화할 때 생성되는 산



- 물은 산으로부터 양성자를 수용하는 염기처럼 행동 한다.
- 하이드로늄 이온 형성 ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ).

## 예제 16.1

### 짝산-염기 쌍 확인

다음 중 짝산-염기 쌍은 무엇인가?

- a.  $\text{HF}, \text{F}^-$
- b.  $\text{NH}_4^+, \text{NH}_3$
- c.  $\text{HCl}, \text{H}_2\text{O}$

[Return to TOC](#)

## 예제 16.1

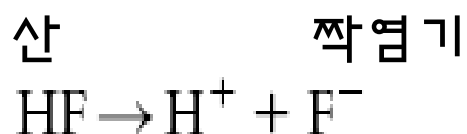
### 짝산-염기 쌍 확인

다음 중 짝산-염기 쌍은 무엇인가?

- a.  $\text{HF}, \text{F}^-$
- b.  $\text{NH}_4^+, \text{NH}_3$
- c.  $\text{HCl}, \text{H}_2\text{O}$

### 풀이

- a. a와 b.  $\text{HF}, \text{F}^-$ 와  $\text{NH}_4^+, \text{NH}_3$ 는 두 물질의 차이가 하나의  $\text{H}^+$ 기 때문에 짝산-염기 쌍이다.

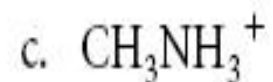
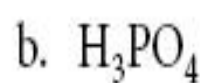


- c.  $\text{HCl}$ 과  $\text{H}_2\text{O}$ 는 짝산-염기가 아니다. 왜냐하면 두 물질은 한 개의  $\text{H}^+$ 를 제공하거나 받는 물질들이 아니기 때문이다.  $\text{H}_2\text{O}$ 의 짝산은  $\text{H}_3\text{O}^+$ 다. ■

## 예제 16.2

## 짝염기 쓰기

다음 물질의 짝염기를 쓰시오.



[Return to TOC](#)



## 예제 16.2

## 짝염기 쓰기

다음 물질의 짝염기를 쓰시오.

- a.  $\text{HClO}_4$       b.  $\text{H}_3\text{PO}_4$       c.  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+$

### 풀이

산의 짝염기를 구하기 위해서는  $\text{H}^+$  이온을 제거해야 한다.

- a.  $\text{HClO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$   
산                      짝염기
- b.  $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$   
산                      짝염기
- c.  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ \rightarrow \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{NH}_2$   
산                      짝염기

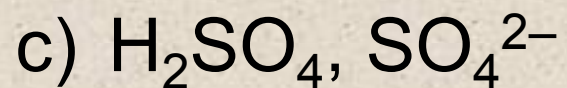
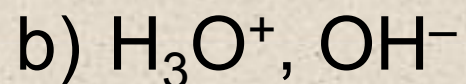
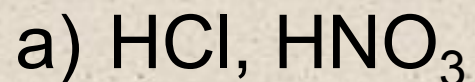
## Section 16.1

# Acids and Bases



## 개념 점검

짝산-짝염기 쌍인것은 어느 것인가



# Acid Strength

## 16.2 산의 세기

학습목표 : 산의 세기를 이해한다.

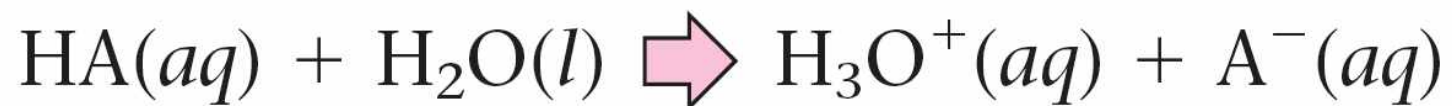
산의 세기와 짝염기의 세기의 관계를 이해한다

## Section 16.2

# Acid Strength

## 센산

- 완전히 이온화되거나 완전히 해리된다.

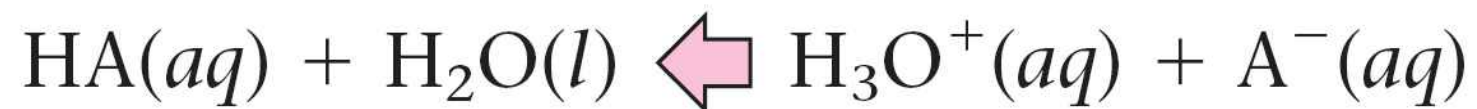




# Acid Strength

## 약산

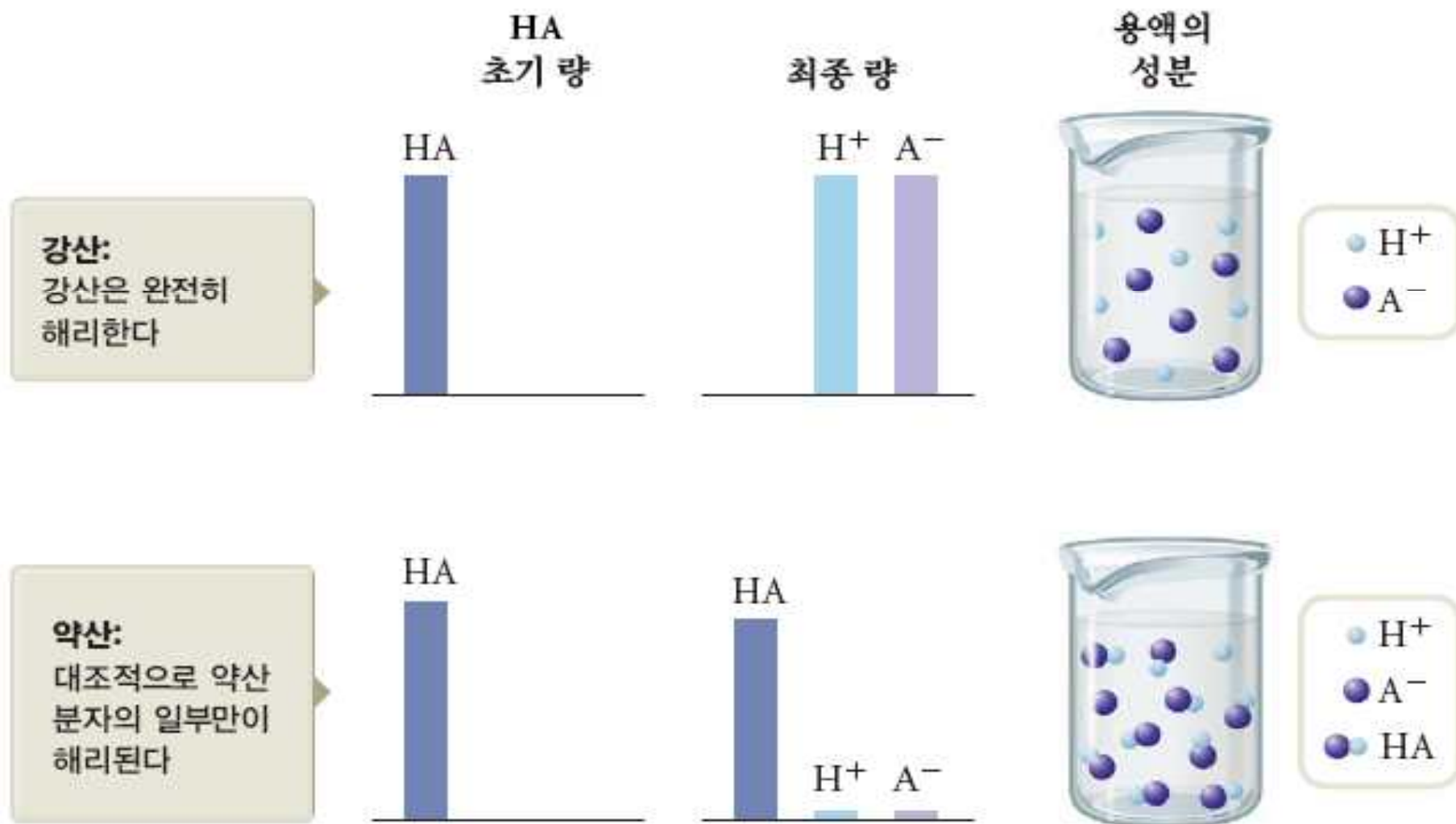
- 산 분자의 대부분이 그대로 남아있다.



## Section 16.2

# Acid Strength

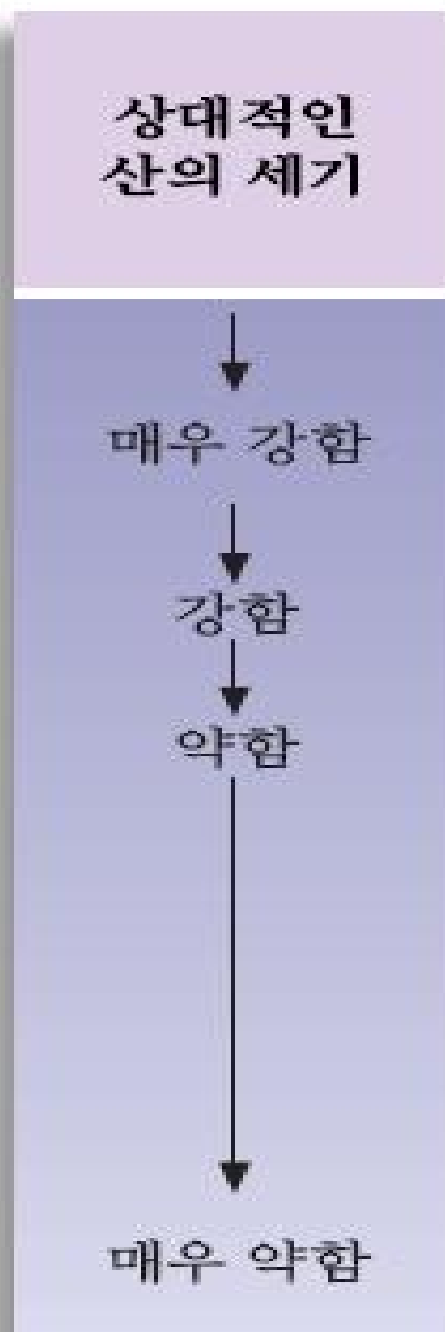
## 수용액속 에서 여러 산들의 거동



## Section 16.2

### Acid Strength

- 강산의 짝염기는 상대적으로 약한 짝염기이다.



## Section 16.2

# Acid Strength

## 산도를 표현하는 방법

**표 16.1** 산의 세기를 표시하는 방법

특성	강산	약산
산의 이온화(해리) 반응	정반응이 우세함	역반응이 우세함
물과 비교한 짝염기 세기	A <sup>-</sup> 는 물보다 훨씬 약한 염기임	A <sup>-</sup> 가 물보다 훨씬 강한 염기임





## Section 16.2

# Acid Strength

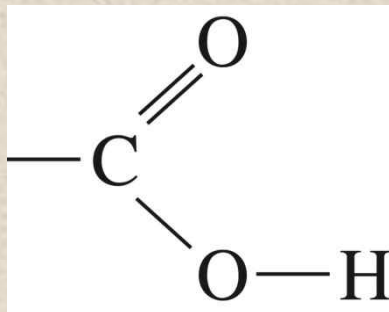
### 일반적인 산

- 황,  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- 염산,  $\text{HCl}$
- 질산,  $\text{HNO}_3$
- 과염소산,  $\text{HClO}_4$

## Section 16.2

### Acid Strength

- 산소산 – 산성 양성자가 산소 원자에 붙어 있다.  
염산(HCl)을 제외한 강산
- 유기산 – 탄소 원자를 기본 구조로 하거나  
카르복실기를 가지고 있다



대표적인 약산

## Section 16.3

# Water as an Acid and a Base

## 16.3 산과 염기로의 물

학습목표 : 물의 이온화에 대해 배운다



## Section 16.3

### Water as an Acid and a Base

#### 산과 염기로서의 물

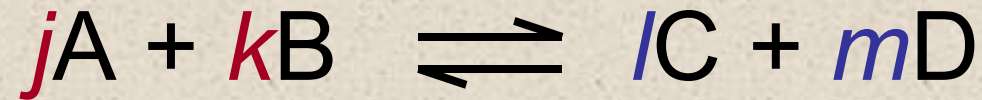
- 물은산이나 염기로 둘 다 작용할 수 있는 양쪽성 물질이다.
- 25° C에서:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

: 용액에 포함되어있는 것이 무엇이든지 간에,  $[\text{H}^+]$ 와  $[\text{OH}^-]$ 의 곱은 25° C에서 항상  $1.0 \times 10^{-14}$ 와 같다.



평형 상태에서 다음 반응에 대해:

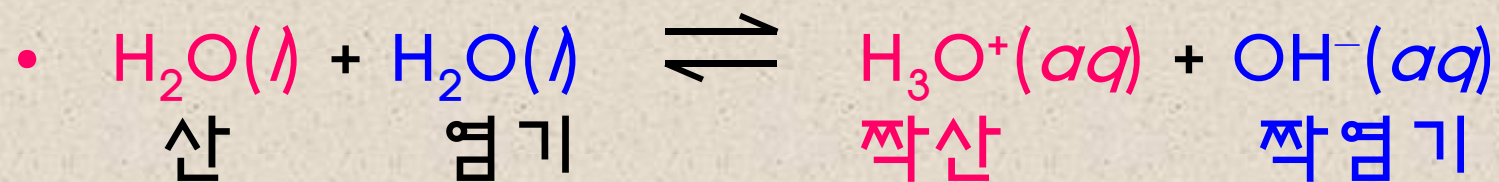


$$K = \frac{[C]^l [D]^m}{[A]^j [B]^k}$$

- A, B, C, 와 D = 화학종
- 괄호 = 평형 상태에서 화학종의 농도
- $j, k, l,$  와  $m$  = 균형 맞춘 반응식에서의 계수
- $K$  = 평형 상수(단위 없이 주어진다).

## Section 16.2

### Acid Strength



- 25°C에 서,

$$K_w = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}]} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

## Section 16.3

# Water as an Acid and a Base

### 3개의 가능한 상태

- $[H^+] = [OH^-]$ ; 중성 용액
- $[H^+] > [OH^-]$ ; 산성 용액
- $[H^+] < [OH^-]$ ; 염기성 용액

### 예제 16.3

### 물의 이온 농도 계산

25 °C에서 다음 각 용액의  $[H^+]$ 와  $[OH^-]$ 의 농도를 계산하고 산성, 중성, 염기성인지 쓰시오.





## 풀이

### a. 풀이 방향

25 °C에서 주어진  $[\text{OH}^-]$ 로부터  $[\text{H}^+]$ 를 계산하고자 한다.

### 주어진 자료

- 25 °C에서,  $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$
- $[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-5} \text{ M}$

### 풀이 과정

$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ 임을 알고 있다.  $[\text{OH}^-]$ 가  $1.0 \times 10^{-5} \text{ M}$ 로 주어졌으므로 양변을  $[\text{OH}^-]$ 로 나누어  $[\text{H}^+]$ 를 계산할 수 있다.

$$[\text{H}^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-5}} = 1.0 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-5} \text{ M}$ 로  $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-9} \text{ M}$ 보다 크기 때문인 이 용액은 염기성 용액이다(지수의 음수 값이 큰 것은 더 작은 수임을 기억하시오).

## b. 풀이 방향

25 °C에서 주어진  $[\text{OH}^-]$ 로부터  $[\text{H}^+]$ 를 계산하고자 한다.

### 주어진 자료

- 25 °C에서,  $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$
- $[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$

### 풀이 과정

다시  $[\text{OH}^-]$ 가 주어졌으므로  $K_w$ 를 이용하여  $[\text{H}^+]$ 를 계산할 수 있다.

$$[\text{H}^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-7}} = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$$

여기에서  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$ 이기 때문에 중성 용액이다.

## c. 풀이 방향

25 °C에서 주어진  $[H^+]$ 로부터  $[OH^-]$ 를 계산하고자 한다.

### 주어진 자료

- 25 °C에서,  $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$
- $[H^+] \times 10.0 M$

### 풀이 과정

$[H^+]$ 가 주어진 경우에  $[OH^-]$ 를 계산할 수 있다.

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[H^+]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{10.0} = 1.0 \times 10^{-15} M$$

이제  $[H^+] = 10.0 M$ 과  $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-15} M$ 을 비교하면  $[H^+]$ 가  $[OH^-]$ 보다 크기 때문에 이 용액은 산성 용액이다.

## 예제 16.4

### 이온곱 상수를 이용한 계산

25 °C에서  $[H^+] = 0.010 M$ 과  $[OH^-] = 0.010 M$ 로 구성된 수용액이 가능한가?

[Return to TOC](#)



## 예제 16.4

### 이온곱 상수를 이용한 계산

25 °C에서  $[H^+] = 0.010 M$ 과  $[OH^-] = 0.010 M$ 로 구성된 수용액이 가능한가?

**풀이**

농도  $0.010 M$ 은  $1.0 \times 10^{-2} M$ 로 표시된다. 그러므로  $[H^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-2} M$ 인 경우 곱은 다음과 같이 표현된다.

$$[H^+][OH^-] = (1.0 \times 10^{-2})(1.0 \times 10^{-2}) = 1.0 \times 10^{-4}$$

이것은 불가능하다. 수용액의  $[H^+]$ 와  $[OH^-]$ 의 곱은 항상  $1.0 \times 10^{-14}$ 이어야 하므로  $[H^+] = [OH^-] = 0.010 M$ 은 불가능하다. 만약에  $H^+$ 와  $OH^-$ 가 물에 첨가되면 서로 반응하여  $[H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ 가 될 때까지  $H_2O$ 를 형성한다.



이것은 일반적인 결과로  $H^+$ 와  $OH^-$ 가 첨가되어  $1.0 \times 10^{-14}$ 보다 클 때에는  $[H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ 가 될 때까지 물이 생성된다. ■

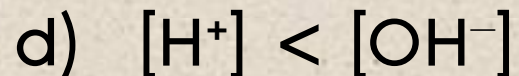
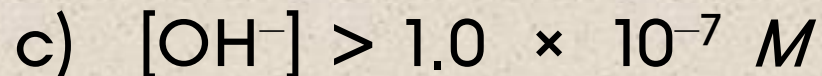
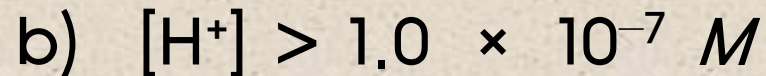
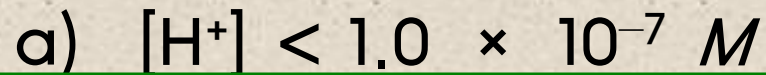
## Section 16.3

### Water as an Acid and a Base



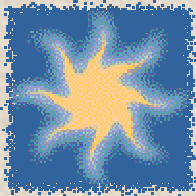
#### 개념 점검

산성 수용액을 옳게 설명한 것은 어느 것 인가?



## Section 16.3

### Water as an Acid and a Base



#### 연습

$[\text{OH}^-] = 2.0 \times 10^{-10} \text{ M}$ 인 수용액에서  
 $[\text{H}^+] = \text{-----} \text{ M}$ , 그리고 그 용액은-----.

- a)  $2.0 \times 10^{-10} \text{ M}$ ; 염기성
- b)  $1.0 \times 10^{-14} \text{ M}$ ; 산성
- c)  $5.0 \times 10^{-5} \text{ M}$ ; 산성
- d)  $5.0 \times 10^{-5} \text{ M}$ ; 염기성

$[\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = (1.0 \times 10^{-14}) / (2.0 \times 10^{-10}) = 5.0 \times 10^{-5} \text{ M}$ .  
 $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ 이므로 산성 용액이다,

## Section 16.4

# The pH Scale

## 16.4 pH 단위

학습목표 : pH와 pOH를 이해한다.

다양한 용액의 pH와 pOH에 대해 알아본다.

pH를 계산하기 위해 계산기 사용법을 배운다



### The pH Scale

- $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$

→ 간단하게 용액의 산도를 나타낸다.

$[\text{H}^+]$  가 증가함에 따라 pH값은 감소한다.

# The pH Scale

## pH 범위

- pH = 7; 중성
- pH > 7; 염기성

pH값이 크면 클수록 염기성이다.

- pH < 7; 산성

pH값이 낮으면 낮을수록 산성이 강해진다.

## 예제 16.5

## pH 계산

25 °C에서, 다음 용액의 pH 값을 계산하십시오.

- $[H^+] = 1.0 \times 10^{-9} M$ 인 용액
- $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-6} M$ 인 용액

## 풀이

a. 이 용액의 경우에는  $[H^+] = 1.0 \times 10^{-9}$

$$-\log 1.0 \times 10^{-9} = 9.00$$

$$\text{pH} = 9.00$$

b. 이 경우에는 주어진  $[OH^-]$ 로부터  $K_w$ 를 이용하여  $[H^+]$ 를 계산한다.

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$[H^+]$ 를 계산하기 위해 양변을  $[OH^-]$ 로 나누면

$$[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-6}} = 1.0 \times 10^{-8}$$

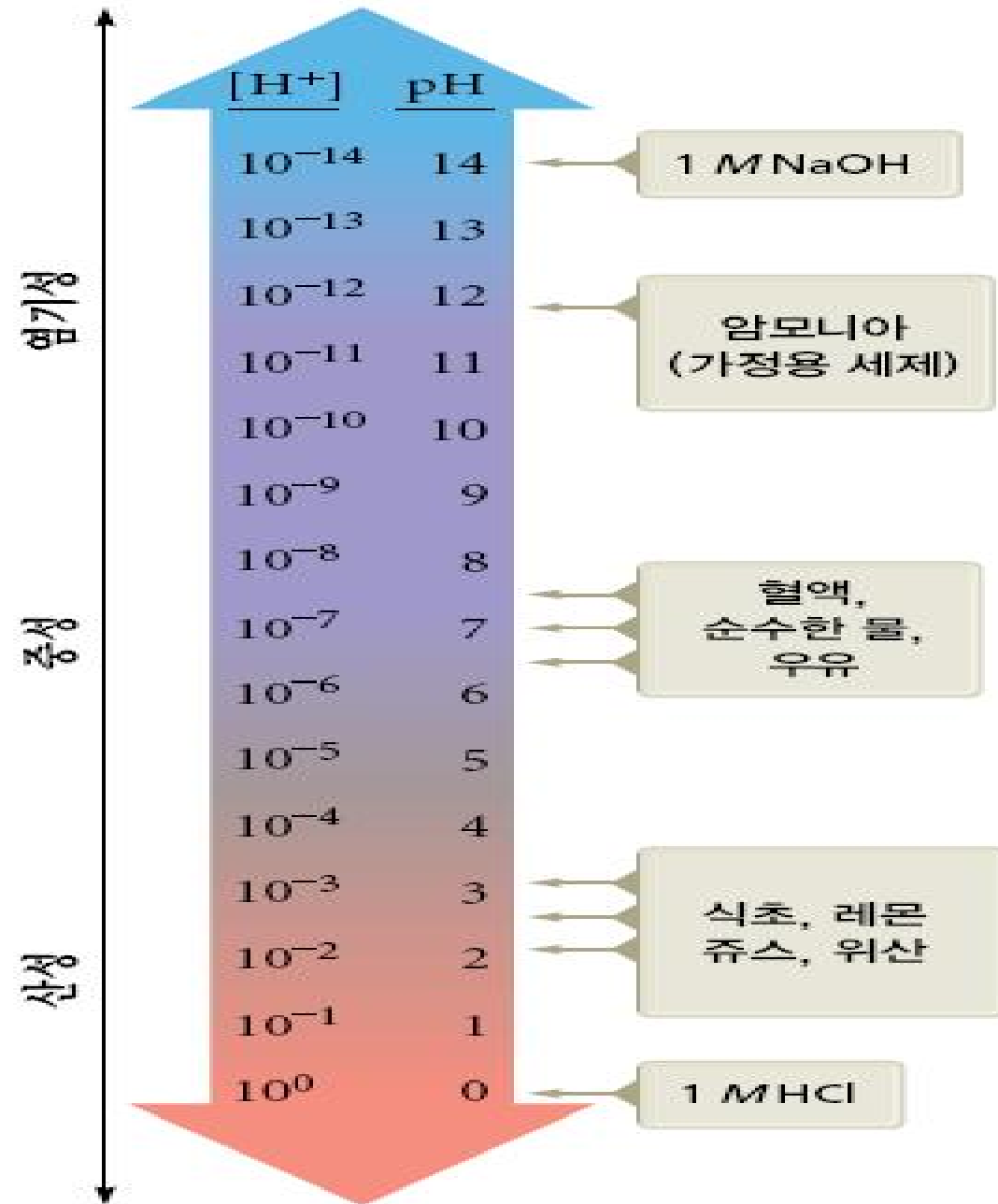
$[H^+]$ 로부터 pH를 계산할 수 있다.  $\text{pH} = -\log[H^+] = -\log[1.0 \times 10^{-8}] = 8.00$ .



## Section 16.4

### The pH Scale

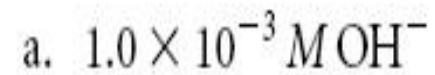
몇 개의 일반적 물질의  
pH 범위와 pH 값



## 예제 16.6

## pH와 pOH 계산

25 °C에서 다음 용액의 pH와 pOH를 계산하십시오.



## 풀이

- a. 주어진  $[\text{OH}^-]$ 를 이용하여  $-\log[\text{OH}^-]$ 를 취하여 pOH를 계산한다.

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1.0 \times 10^{-3}) = 3.00$$

pH를 계산하기 위해  $K_w$ 를 이용하여  $[\text{H}^+]$ 를 계산한다.

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-3}} = 1.0 \times 10^{-11} \text{ M}$$

이제 pH를 계산하면

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1.0 \times 10^{-11}) = 11.00$$

- b. 이 경우에는 주어진  $[\text{H}^+]$ 로부터 pH를 계산할 수 있다.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1.0) = 0$$

다음은  $K_w$ 를 이용하여  $[\text{OH}^-]$ 를 구한다.

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0} = 1.0 \times 10^{-14} \text{ M}$$

이제  $-\log$ 를 취하여 pOH를 계산한다.

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1.0 \times 10^{-14}) = 14.00 \quad \blacksquare$$

## Section 16.4

# The pH Scale

## pH와 pOH

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$-\log K_w = -\log[\text{H}^+] - \log[\text{OH}^-]$$

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH}$$

$$14.00 = \text{pH} + \text{pOH}$$



---

$K_w$ 식인  $[H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ 에  $-\log$ 를 취하여 pH와 pOH의 관계를 쉽게 계산할 수 있다.

$$-\log([H^+][OH^-]) = -\log(1.0 \times 10^{-14})$$

Log 내의 곱은 log의 합과 같으므로(즉,  $\log(A \times B) = \log A + \log B$ ) 다음과 같은 식을 구한다.

$$\underbrace{-\log[H^+]}_{\text{pH}} + \underbrace{-\log[OH^-]}_{\text{pOH}} = -\log(1.0 \times 10^{-14}) = 14.00$$

따라서

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$

위 관계를 이용하여 용액의 pH 및 pOH를 구하면 다른 값은 쉽게 계산할 수 있다. 예를 들어 용액의 pH가 6.00인 경우에는 pOH는 다음과 같이 계산할 수 있다.

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$

$$\text{pOH} = 14.00 - \text{pH}$$

$$\text{pOH} = 14.00 - 6.00 = 8.00$$

---

## 예제 16.7

### pH로부터 pOH 계산

혈액의 pH가 7.4일 때 pOH는 얼마인가?

[Return to TOC](#)

## 예제 16.7

### pH로부터 pOH 계산

혈액의 pH가 7.4일 때 pOH는 얼마인가?

풀이

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$

$$\text{pOH} = 14.00 - \text{pH}$$

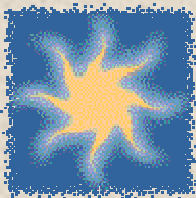
$$= 14.00 - 7.4$$

$$= 6.6$$

그러므로 혈액의 pOH는 6.6이다.

## Section 16.4

### The pH Scale



연습

다음 용액의 pH를 계산 하라.



$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1.0 \times 10^{-4} \text{ M}) = 4.00$$



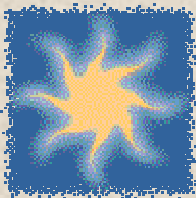
$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.00 \times 10^{-14} = [\text{H}^+](0.040 \text{ M}) = 2.5 \times 10^{-13} \text{ M H}^+$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2.5 \times 10^{-13} \text{ M}) = 12.60$$



## Section 16.4

### The pH Scale



연습

용액의 pH=5.85이다 이 용액의  $[H^+]$ 값은 얼마인가?

$$[H^+] = 1.4 \times 10^{-6} M$$

$$[H^+] = 10^{-5.85} = 1.4 \times 10^{-6} M$$

## 예제 16.8

### pH로부터 $[H^+]$ 계산

사람 혈액의 pH가 7.41일 때  $[H^+]$ 는 얼마인가?

[Return to TOC](#)

## 예제 16.8

### pH로부터 $[H^+]$ 계산

사람 혈액의 pH가 7.41일 때  $[H^+]$ 는 얼마인가?

풀이

$$\text{pH} = 7.41$$

$$-\text{pH} = -7.41$$

$$[H^+] = -7.41\text{의 역로그} = 3.9 \times 10^{-8}$$

$$[H] = 3.9 \times 10^{-8} M$$

pH가 소수점 이하 두 자리 수를 가지므로  $[H^+]$ 도 두 자리 유효 숫자로 표현된다.

## 예제 16.9

### pOH로부터 $[\text{OH}^-]$ 계산

수족관의 pOH는 6.59로 나타났다. 이 물의  $[\text{OH}^-]$ 는 얼마인가?

[Return to TOC](#)

## 예제 16.9

### pOH로부터 $[\text{OH}^-]$ 계산

수족관의 pOH는 6.59로 나타났다. 이 물의  $[\text{OH}^-]$ 는 얼마인가?

#### 풀이

우리는 pH 대신에 pOH를 이용하여  $[\text{OH}^-]$ 를 구하는 것 외에는 pH를  $[\text{H}^+]$ 로 전환하는 것과 똑같은 과정을 반복한다.

$$\text{pOH} = 6.59$$

$$-\text{pOH} = -6.59$$

$$[\text{OH}^-] = -6.59\text{의 역로그} = 2.6 \times 10^{-7}$$

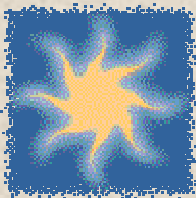
$$[\text{OH}^-] = 2.6 \times 10^{-7} \text{ M}$$

유효 숫자가 2개임을 유의하시오.



## Section 16.4

### The pH Scale



연습

다음 용액의 pOH값을 계산하라.



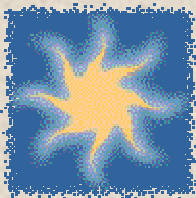
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1.0 \times 10^{-4} \text{ M}) = 4.00;$$

$$\text{So, } 14.00 = 4.00 + \text{pOH}; \text{ pOH} = 10.00$$



$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0.040 \text{ M}) = 1.40$$

# The pH Scale



연습

용액의  $\text{pH}=5.85$ 이다. 이 용액의  $[\text{OH}^-]$  값은 얼마인가?

$$[\text{OH}^-] = 7.1 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$14.00 = 5.85 + \text{pOH}; \text{pOH} = 8.15$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-8.15} = 7.1 \times 10^{-9} \text{ M}$$