



Cân bằng Acid-Baz

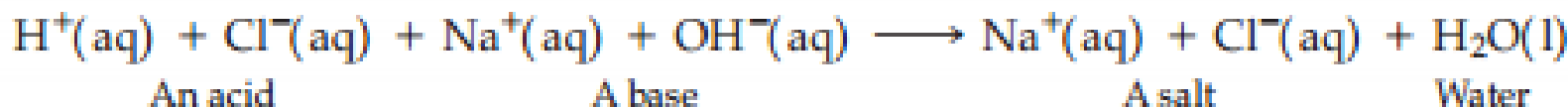
Acid-Base Equilibria

Acids and Bases:

- **Acid:** vị chua, làm thuốc nhuộm đổi màu
- **Bases:** vị đắng, cảm giác nhớt.
- Arrhenius: acids làm tăng $[H^+]$, bases làm tăng $[OH^-]$ trong dung dịch.

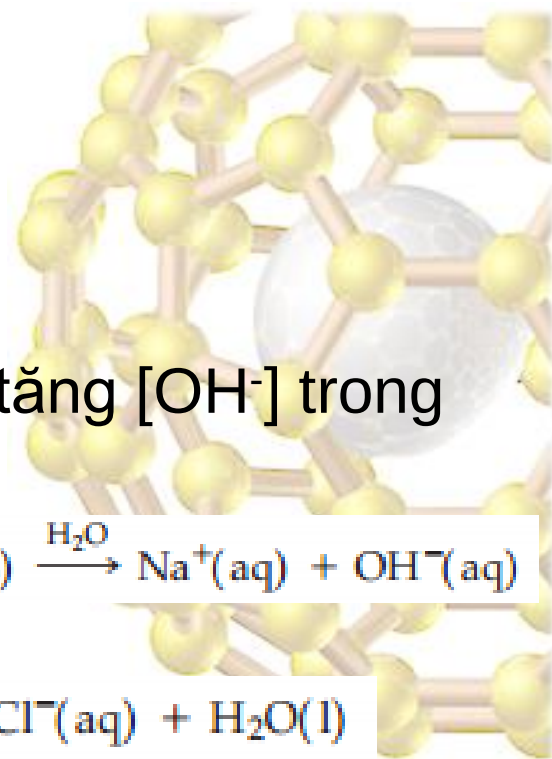
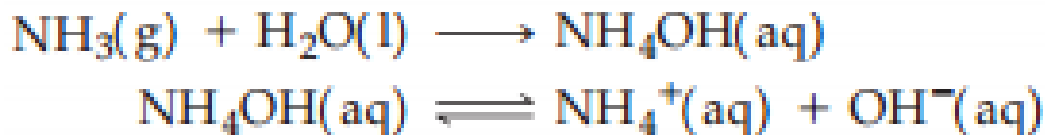


- Arrhenius: acid + base $\rightarrow$ salt + water.



Problem:

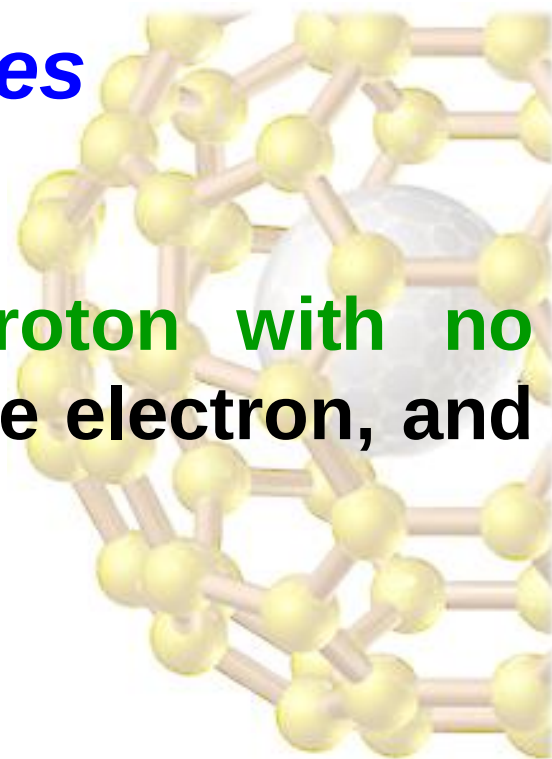
- Định nghĩa này chỉ áp dụng được trong dung dịch nước
- Ammonia có tính baz nhưng không thể chứng minh sự tồn tại của NH_4OH trong dung dịch.



Brønsted-Lowry Acids and Bases

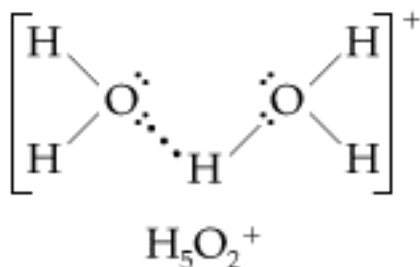
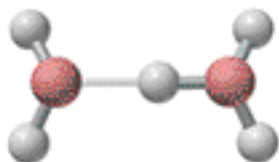
The H^+ Ion in Water

- The $\text{H}^+(\text{aq})$ ion is simply a proton with no electrons. (H has one proton, one electron, and no neutrons.)
- In water, the $\text{H}^+(\text{aq})$ form clusters.
- The simplest cluster is $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.
- Larger clusters are H_5O_2^+ and H_9O_4^+ .
- Generally we use $\text{H}^+(\text{aq})$ and $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ interchangeably.

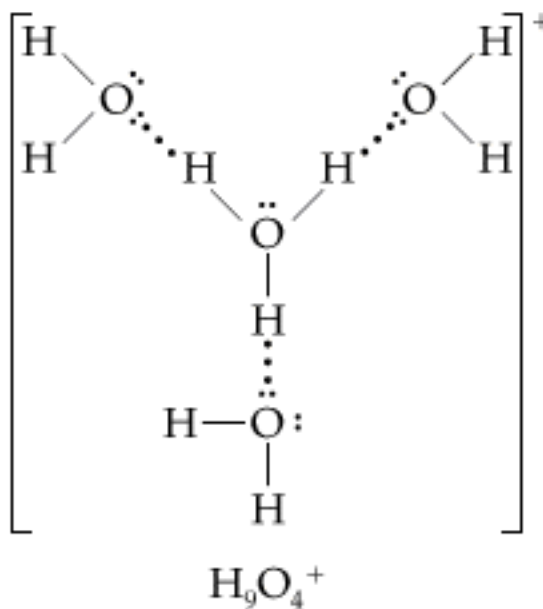
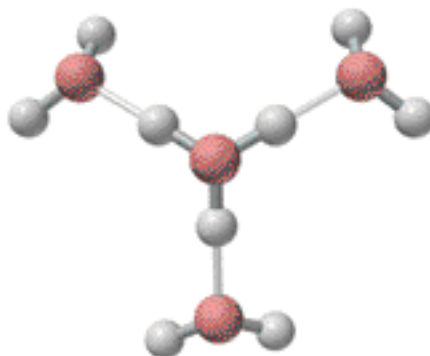


Brønsted-Lowry Acids and Bases

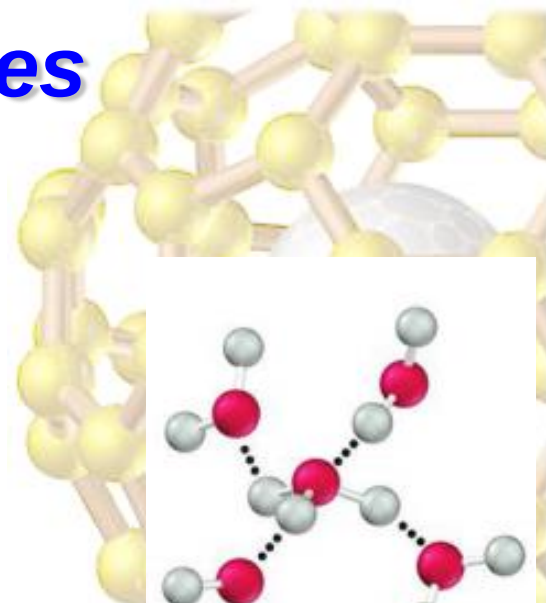
The H^+ Ion in Water



(a)



(b)



▲ FIGURE 16-2
A hydrated hydronium ion
This species, $\text{H}_{11}\text{O}_5^+$, consists of a central H_3O^+ ion hydrogen-bonded to four H_2O molecules.

Acid và Baz Brønsted-Lowry



Các phản ứng trao đổi proton

- Chỉ chú ý tới ion H^+ (hydronium ion)
- Brønsted-Lowry: acid cho đi H^+ (proton donor) và base nhận H^+ (proton acceptor)
- Baz Brønsted-Lowry không nhất thiết có OH^- .
- Xem pư: $\text{HCl}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$
 - HCl cho nước 1 proton. Do vậy, HCl là một acid.
 - H_2O nhận 1 proton từ HCl. Do vậy, H_2O là một baz.
- Nước có thể là acid hoặc baz.
- Chất lưỡng tính có thể phản ứng như acid hoặc baz

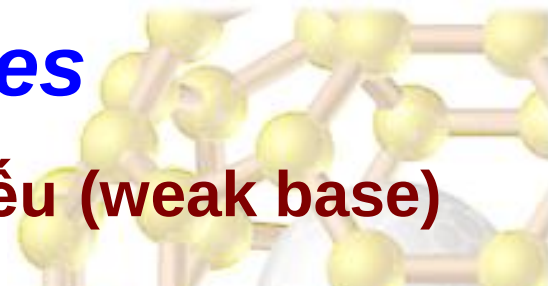
Brønsted-Lowry Acids and Bases

Cặp acid-baz liên hợp (Conjugate acid-base pairs)

- Acid cho đi một proton sẽ trở thành baz liên hợp của nó.
- Tương tự, một baz sau khi nhận thêm proton sẽ trở thành acid liên hợp của nó.
 - Sau khi HA (acid) mất 1 proton, nó chuyển thành A⁻ (base). Do vậy HA và A⁻ là cặp acid-baz liên hợp
 - Sau khi H₂O (base) nhận 1 proton, nó chuyển thành H₃O⁺ (acid). Do vậy, H₂O and H₃O⁺ là cặp acid-baz liên hợp
 - Cặp acid-baz liên hợp chỉ sai khác mỗi một proton mà thôi.



Brønsted-Lowry Acids and Bases



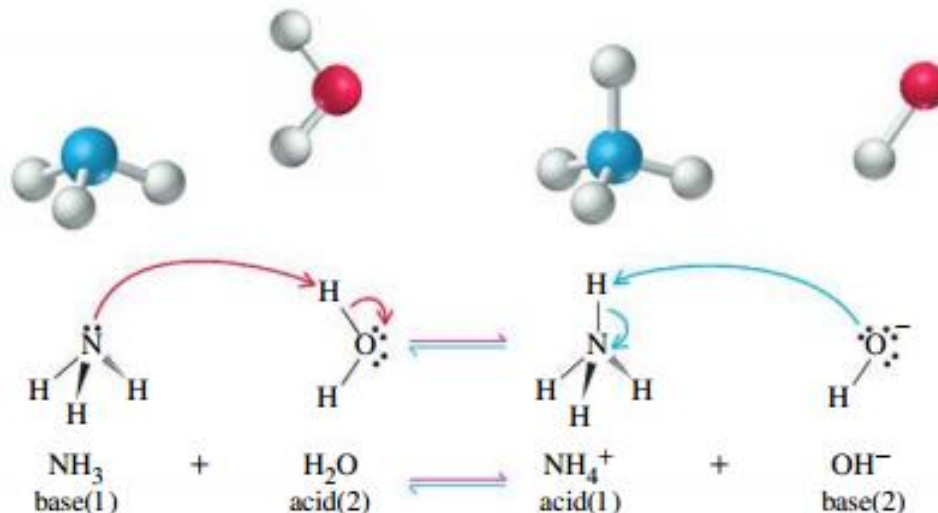
Phản ứng acid-baz Bronsted-Lowry: Baz yếu (weak base)

Hằng số cân bằng:

$$K = \frac{a_{\text{NH}_4^+} a_{\text{OH}^-}}{a_{\text{NH}_3} a_{\text{H}_2\text{O}}}$$

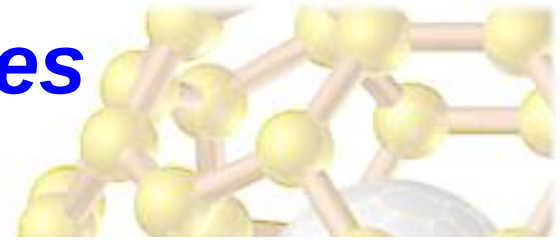
Trong nước hoạt độ các chất trên xấp xỉ nồng độ nên:

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1.8 \times 10^{-5} = K_b$$



K_b được gọi là hằng số phân ly baz
(base ionization constant)

Brønsted-Lowry Acids and Bases



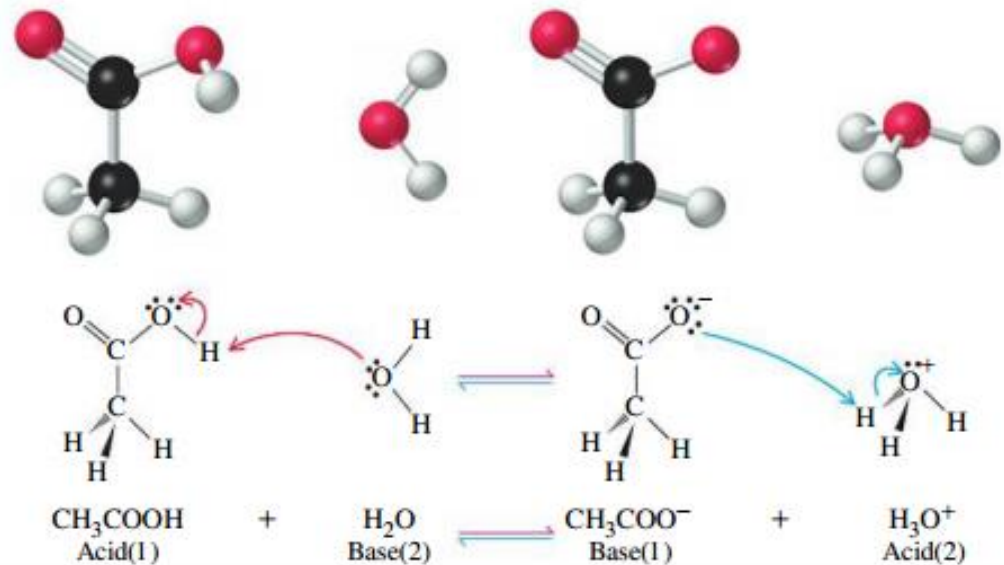
Phản ứng acid-baz Bronsted-Lowry:

• Acid yếu (weak acid):

Tương tự như trường hợp baz yếu đã đề cập, ta có hằng số cân bằng:

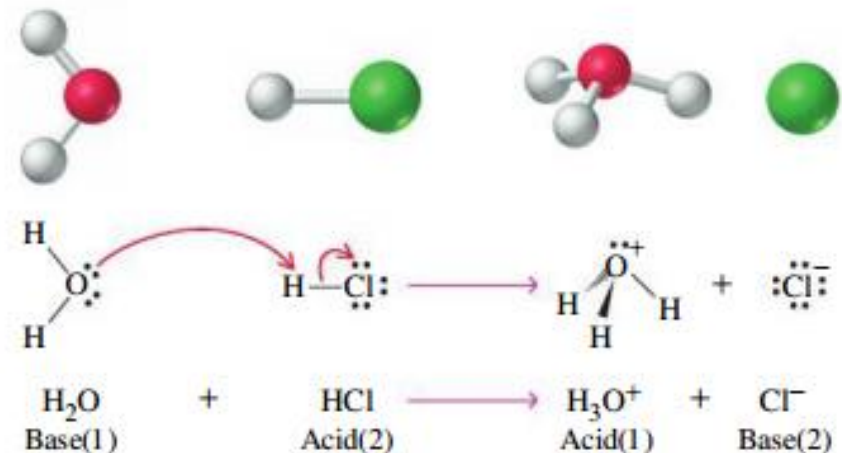
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

K_a được gọi là hằng số phân ly Acid (acid ionization constant)



• Acid mạnh (strong acid):

K_a rất lớn nên phân ly coi như hoàn toàn, mũi tên đơn (single arrow)



Brønsted-Lowry Acids and Bases

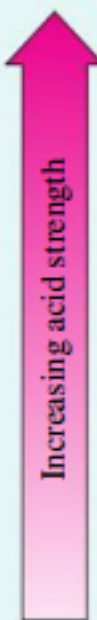
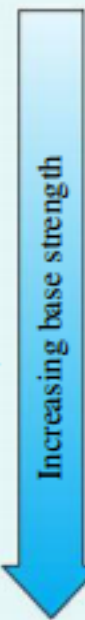
		ACID	BASE		
100 percent ionized in H ₂ O	Strong	HCl	Cl ⁻	Negligible	
		H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻		
		HNO ₃	NO ₃ ⁻		
Acid strength increases ↑	Weak	H ⁺ (aq)	H ₂ O	Weak	Base strength increases ↓
		HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻		
		H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄		
		HF	F ⁻		
		HC ₂ H ₃ O ₂	C ₂ H ₃ O ₂		
		H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻		
		H ₂ S	HS ⁻		
		H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻		
		NH ₄ ⁺	NH ₃		
		HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻		
		HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻		
Negligible		H ₂ O	OH ⁻	Strong	100 percent protonated in H ₂ O
		HS ⁻	S ²⁻		
		OH ⁻	O ₂ ⁻		
		H ₂	H ⁻		

Độ mạnh tương đối của các acid & baz

- Acid càng mạnh, baz liên hợp càng yếu
- H⁺ là acid mạnh nhất tồn tại trong dung dịch nước
- OH⁻ là baz mạnh nhất tồn tại trong dung dịch nước.

Brønsted-Lowry Acids and Bases

TABLE 16.1 Relative Strengths of Some Common Brønsted-Lowry Acids and Bases

Acid		Conjugate Base		
	Perchloric acid	HClO_4	Perchlorate ion	ClO_4^-
	Hydroiodic acid	HI	Iodide ion	I^-
	Hydrobromic acid	HBr	Bromide ion	Br^-
	Hydrochloric acid	HCl	Chloride ion	Cl^-
	Sulfuric acid	H_2SO_4	Hydrogen sulfate ion	HSO_4^-
	Nitric acid	HNO_3	Nitrate ion	NO_3^-
	Hydronium ion ^a	H_3O^+	Water ^a	H_2O
	Hydrogen sulfate ion	HSO_4^-	Sulfate ion	SO_4^{2-}
	Nitrous acid	HNO_2	Nitrite ion	NO_2^-
	Acetic acid	CH_3COOH	Acetate ion	CH_3COO^-
	Carbonic acid	H_2CO_3	Hydrogen carbonate ion	HCO_3^-
	Ammonium ion	NH_4^+	Ammonia	NH_3
	Hydrogen carbonate ion	HCO_3^-	Carbonate ion	CO_3^{2-}
	Water	H_2O	Hydroxide ion	OH^-
	Methanol	CH_3OH	Methoxide ion	CH_3O^-
	Ammonia	NH_3	Amide ion	NH_2^-
				

^aThe hydronium ion–water combination refers to the ease with which a proton is passed from one water molecule to another; that is, $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$.

- Baz liên hợp của acid mạnh (e.g. Cl^-) không có tính baz
- Tương tự, acid liên hợp của baz mạnh (e.g. H_2O , CH_3OH) không có tính acid

The Autoionization of Water

Quá trình tự ion hóa của nước:

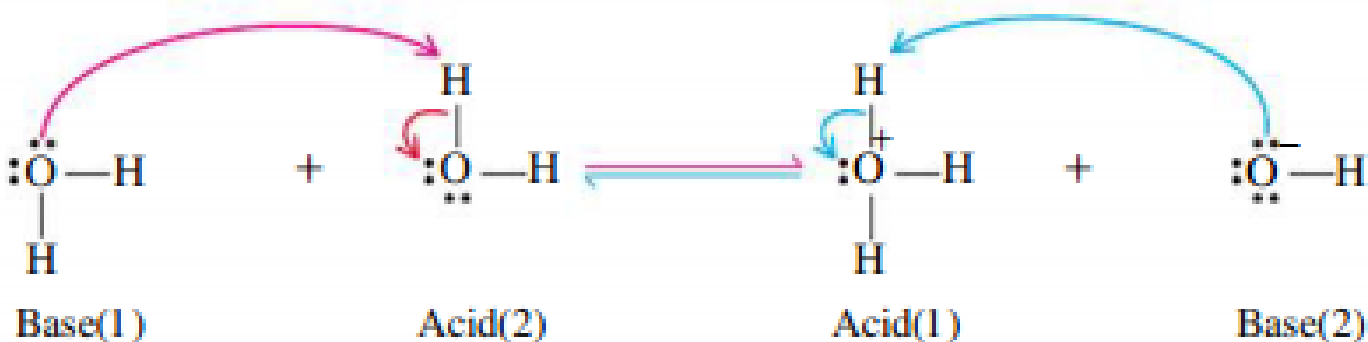
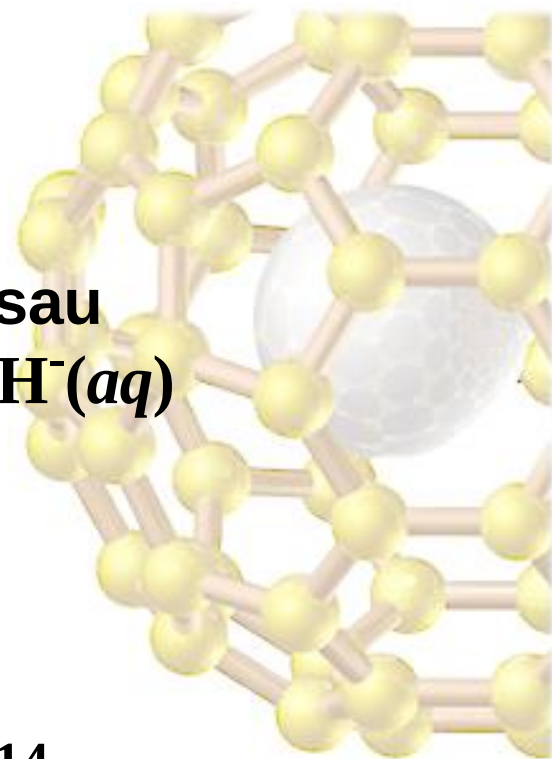
- Trong nước tinh khiết tồn tại cân bằng sau



- Tại 25 °C $K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$

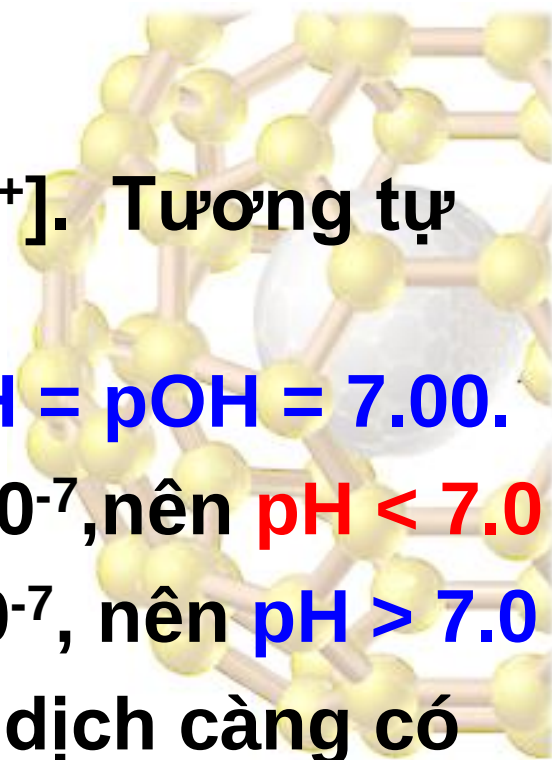
$$K_c[\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$



- Quá trình trên gọi là **autoionization of water (tự ion hóa của nước)**.

The pH Scale



- Quy ước: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$. Tương tự $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$.
- Trong nước trung hòa **tại 25 °C**, $\text{pH} = \text{pOH} = 7.00$.
- Trong dung dịch acid $[\text{H}^+] > 1.0 \times 10^{-7}$, nên $\text{pH} < 7.0$
- Trong dung dịch baz $[\text{H}^+] < 1.0 \times 10^{-7}$, nên $\text{pH} > 7.0$
- pH càng lớn, pOH càng nhỏ, dung dịch càng có tính baz
- Hầu hết các giá trị pH and pOH nằm trong khoảng 0 tới 14.
- Không có giới hạn đối với giá trị pH và pOH. (e.g. pH of 2.0 M HCl là -0.301)

The pH Scale



	pH	$[H^+]$	$[OH^-]$	pOH
	14	1×10^{-14}	1×10^{-0}	0
NaOH, 0.1M	13	1×10^{-13}	1×10^{-1}	1
Household bleach	12	1×10^{-12}	1×10^{-2}	2
Household ammonia	11	1×10^{-11}	1×10^{-3}	3
Lime water	10	1×10^{-10}	1×10^{-4}	4
Milk of magnesia	9	1×10^{-9}	1×10^{-5}	5
Borax	8	1×10^{-8}	1×10^{-6}	6
Baking soda	7	1×10^{-7}	1×10^{-7}	7
Egg white, sea water	6	1×10^{-6}	1×10^{-8}	8
Human blood, tears	5	1×10^{-5}	1×10^{-9}	9
Milk	4	1×10^{-4}	1×10^{-10}	10
Saliva	3	1×10^{-3}	1×10^{-11}	11
Rain	2	1×10^{-2}	1×10^{-12}	12
Black coffee	1	1×10^{-1}	1×10^{-13}	13
Banana	0	1×10^0	1×10^{-14}	14
Tomatoes				
Wine				
Cola, vinegar				
Lemon juice				
Gastric juice				

The pH Scale

Other “p” Scales

- In general for a number X ,

$$pX = -\log X$$

- For example, $pK_w = -\log K_w$.

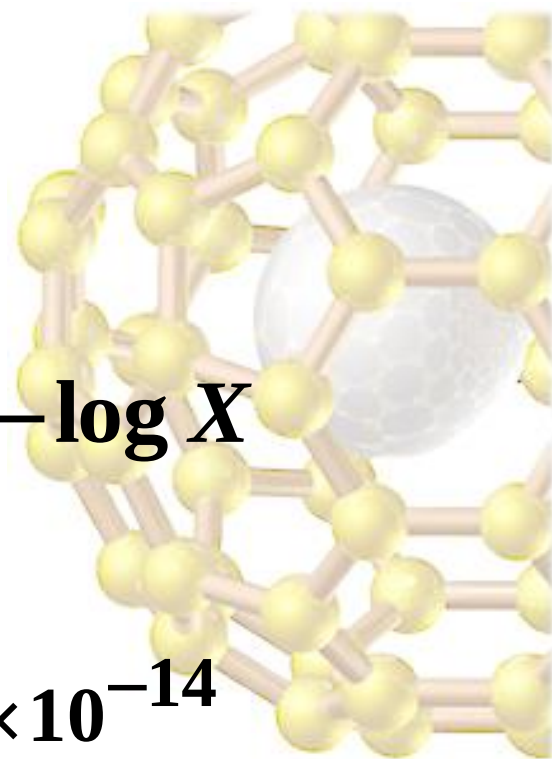
- Since

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$pK_w = -\log([\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]) = 14.00$$

$$\therefore -\log[\text{H}_3\text{O}^+] - \log[\text{OH}^-] = 14.00$$

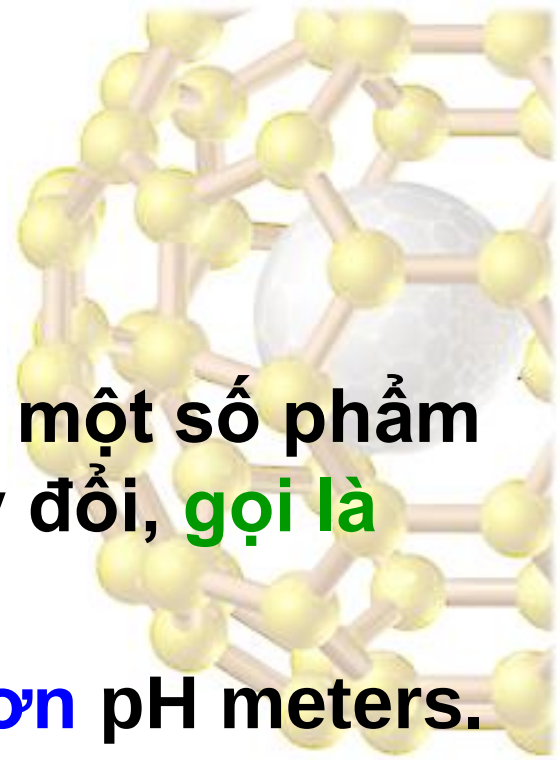
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$



The pH Scale

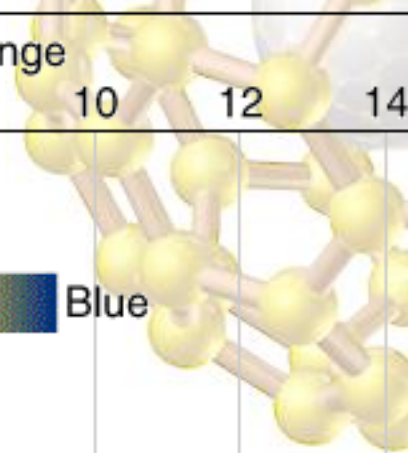
Các phương pháp xác định pH

- Máy đo pH (**pH meter**).
- Tuy nhiên người ta cũng sử dụng một số phẩm màu thay đổi màu sắc khi pH thay đổi, **gọi là chất chỉ thị**
- **Các chất chỉ thị kém chính xác hơn pH meters.**
- **Hầu hết các chất chỉ thị có màu đỏ trong môi trường acid (hai ngoại lệ: phenolphthalein và alizarin yellow R có màu đỏ trong môi trường baz).**



The pH Scale

Measuring pH

	pH range for color change																
	0	2	4	6	8	10	12	14									
Methyl violet	Yellow			Violet													
Thymol blue	Red			Yellow				Yellow			Blue						
Methyl orange			Red			Yellow											
Methyl red				Red			Yellow										
Bromthymol blue					Yellow			Blue									
Phenolphthalein						Colorless			Pink								
Alizarin yellow R									Yellow			Red					

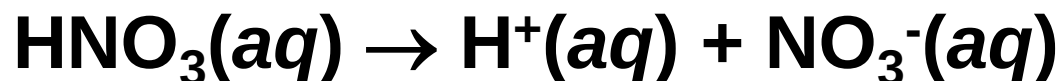
Strong Acids and Bases (Acid và baz mạnh)

Acid mạnh:

- Các acid mạnh thông thường là HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₃, HClO₄, and H₂SO₄.
- Các acid mạnh là các chất điện ly mạnh.
- Tất cả các acid mạnh đều ion hóa hoàn toàn trong dung dịch:



- Có thể viết lại (H⁺ thay H₃O⁺)



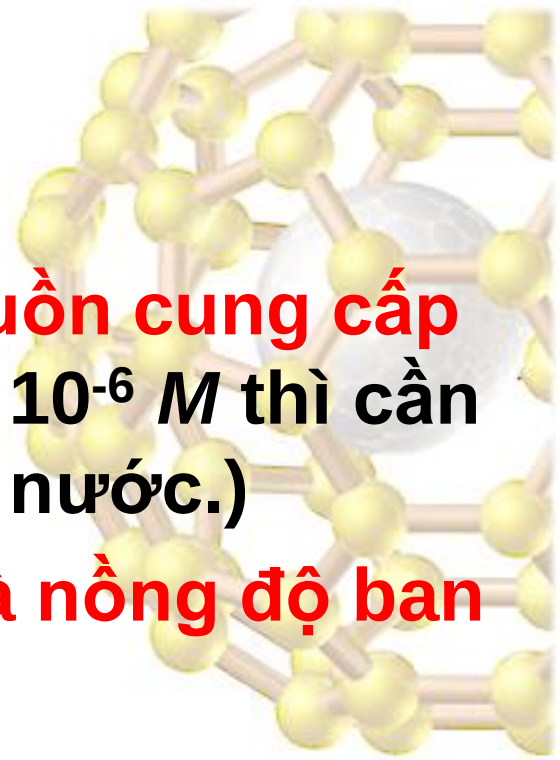
Acid và baz mạnh

Acid mạnh:

- Trong dung dịch **acid mạnh là nguồn cung cấp H^+ duy nhất**. (Nếu nồng độ acid $\leq 10^{-6} M$ thì cần quan tâm đến autoionization của nước.)
- Do vậy, **pH của dung dịch chính là nồng độ ban đầu của acid**.

Baz mạnh

- **Hầu hết ionic hydroxides là baz mạnh (e.g. NaOH, KOH, and $Ca(OH)_2$).**



Bài tập

1. Ex A, p 707

2. Ex B, p 707

PRACTICE EXAMPLE A: A 0.0025 M solution of HI(aq) has $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.0025 \text{ M}$. Calculate $[\text{I}^-]$, $[\text{OH}^-]$, and the pH of the solution.

PRACTICE EXAMPLE B: If 535 mL of *gaseous* HCl, at 26.5 °C and 747 mmHg, is dissolved in enough water to prepare 625 mL of solution, what is the pH of this solution?

3. Ex A, p 708

4. Ex B, p 708

PRACTICE EXAMPLE A: Milk of magnesia is a saturated solution of $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Its solubility is 9.63 mg $\text{Mg}(\text{OH})_2$ /100.0 mL solution at 20 °C. What is the pH of saturated $\text{Mg}(\text{OH})_2$ at 20 °C?

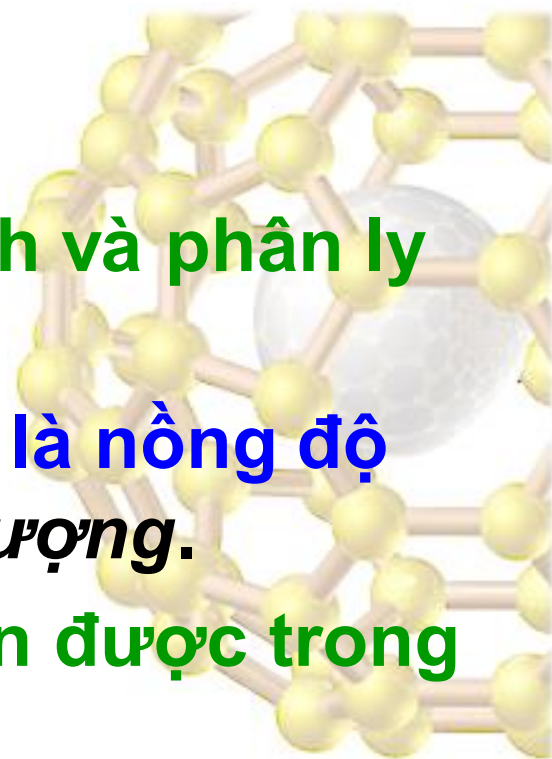
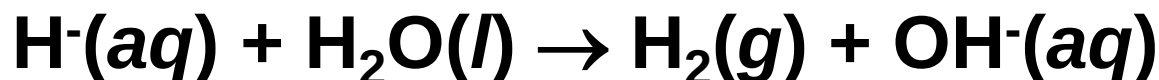
PRACTICE EXAMPLE B: Calculate the pH of an aqueous solution that is 3.00% KOH, by mass, and has a density of 1.0242 g/mL.

Strong Acids and Bases

Baz mạnh

Các baz mạnh là chất điện ly mạnh và phân ly hoàn toàn trong dung dịch.

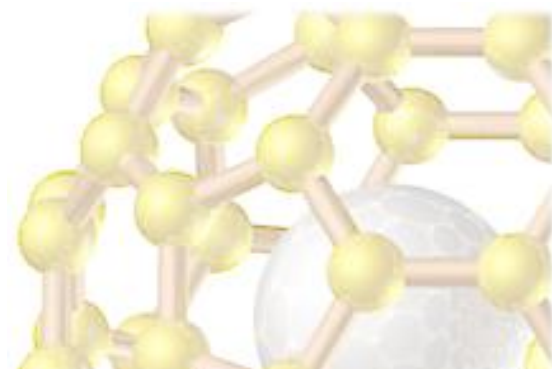
- Do vậy, pOH của dung dịch chính là nồng độ ban đầu của baz. *Chú ý hệ số tỷ lượng.*
- Muốn là một baz, hydroxit phải tan được trong nước.
- Các baz không nhất thiết phải có ion OH^- :



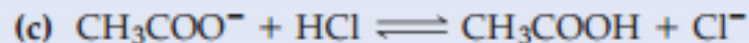
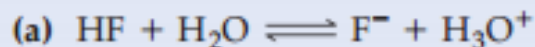
Bài tập

5. Ex A, p 701

6. Ex B, p 701



PRACTICE EXAMPLE A: For each of the following reactions, identify the acids and bases in both the forward and reverse directions.



PRACTICE EXAMPLE B: Of the following species, one is acidic, one is basic, and one is amphoteric in their reactions with water: HNO_2 , PO_4^{3-} , HCO_3^- . Write the *four* equations needed to represent these facts.

7. Ex A, p 706

8. Ex B, p 706

PRACTICE EXAMPLE A: Students found that a yogurt sample had a pH of 2.85. What are the $[\text{H}^+]$ and $[\text{OH}^-]$ of the yogurt?

PRACTICE EXAMPLE B: The pH of a solution of HCl in water is found to be 2.50. What volume of water would you add to 1.00 L of this solution to raise the pH to 3.10?

Acid yếu và baz yếu (Weak acids and Weak Bases)

- **Acid yếu** chỉ **ion hóa một phần** trong dung dịch.
- Do vậy tồn tại **một hỗn hợp ion và acid chưa ion hóa** trong dung dịch.
- Therefore, weak acids are in equilibrium:



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

- **K_a** là hằng số phân ly acid (the acid dissociation constant).

Acid yếu và baz yếu (Weak acids and Weak Bases)

Acid yếu acid acetic:



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \times 10^{-5}$$



Strong and weak acids compared

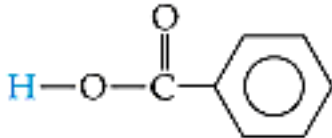
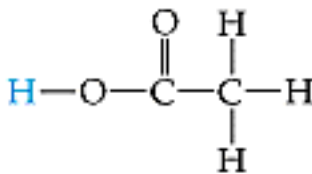
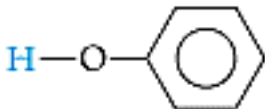
The color of thymol blue indicator, which is present in both solutions, depends on the pH of the solution.

pH < 1.2 pH < 2.8 pH
Red Orange Yellow

The principle of the pH meter is discussed in Section 20-4. (Left) 0.1 M HCl has pH $\approx$ 1. The pH meter shows a value of 1.20 rather than 1.00 because the molarity of the HCl solution is, in fact, slightly less than 0.1 M. (Right) 0.1 M CH₃COOH has pH $\approx$ 2.8.

Acid yếu

SOME WEAK ACIDS IN WATER AT 25°C*

Acid	Molecular Formula	Structural Formula	Conjugate Base	Ka
Hydrofluoric	HF	$\text{H}-\text{F}$	F^-	6.8×10^{-4}
Nitrous	HNO_2	$\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$	NO_2^-	4.5×10^{-4}
Benzoic	$\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2$		$\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-$	6.5×10^{-5}
Acetic	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$		$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	1.8×10^{-5}
Hypochlorous	HClO	$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$	ClO^-	3.0×10^{-8}
Hydrocyanic	HCN	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	CN^-	4.9×10^{-10}
Phenol	HOC_6H_5		$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	1.3×10^{-10}

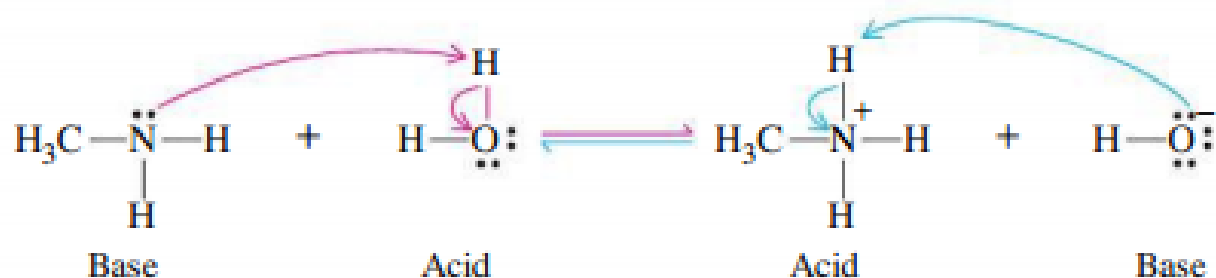
* The proton that ionizes is shown in blue.

Weak Bases

- Cân bằng phân ly của baz trong nước:



- Example:



- Hằng số phân ly baz (The base dissociation constant), K_b , của methylamine là:

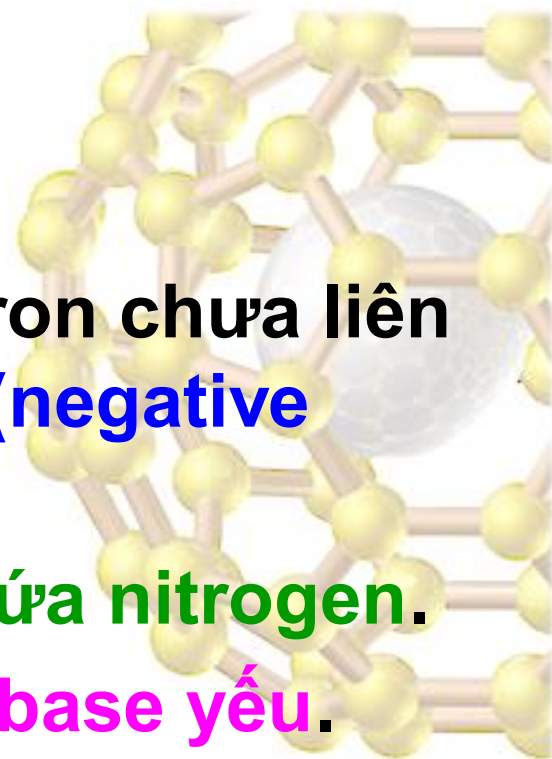
$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} = 4.2 \times 10^{-4}$$

Weak Bases

Các loại baz yếu

- Thường các baz có các cặp electron chưa liên kết (**lone pairs**) hay **điện tích âm (negative charges)** để lấy **protons**.
- Hầu hết các baz yếu trung hòa chứa **nitrogen**.
- **Anions của acid yếu cũng là các base yếu**.

Example: OCl^- is the conjugate base of HOCl (weak acid):



Liên hệ giữa K_a and K_b

- Cho một cặp acid-baz liên hợp

$$K_a \times K_b = K_w$$

- Do vậy, K_a càng lớn thì K_b càng nhỏ hay là acid càng mạnh, baz liên hợp càng yếu.
- Taking negative logarithms:

$$pK_a + pK_b = pK_w$$

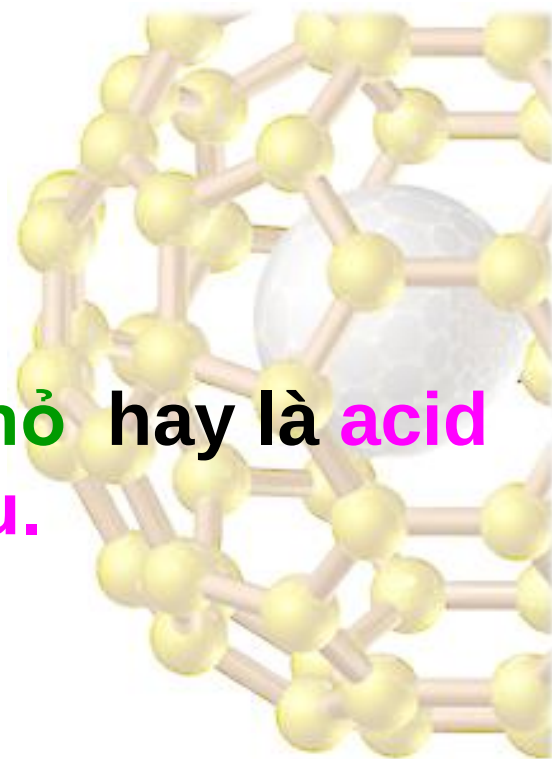


TABLE 16.3 Ionization Constants of Some Weak Acids and Weak Bases in Water at 25 °C

Ionization Equilibrium				Ionization Constant K	pK
Acid				$K_a =$	$pK_a =$
Iodic acid	$\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{IO}_3^-$		1.6×10^{-1}	0.80
Chlorous acid	$\text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_2^-$		1.1×10^{-2}	1.96
Chloroacetic acid	$\text{ClCH}_2\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClCH}_2\text{COO}^-$		1.4×10^{-3}	2.85
Nitrous acid	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$		7.2×10^{-4}	3.14
Hydrofluoric acid	$\text{HF} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$		6.6×10^{-4}	3.18
Formic acid	$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCOO}^-$		1.8×10^{-4}	3.74
Benzoic acid	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$		6.3×10^{-5}	4.20
Hydrazoic acid	$\text{HN}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{N}_3^-$		1.9×10^{-5}	4.72
Acetic acid	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$		1.8×10^{-5}	4.74
Hypochlorous acid	$\text{HOCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OCl}^-$		2.9×10^{-8}	7.54
Hydrocyanic acid	$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$		6.2×10^{-10}	9.21
Phenol	$\text{HOC}_6\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$		1.0×10^{-10}	10.00
Hydrogen peroxide	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}_2^-$		1.8×10^{-12}	11.74
Base				$K_b =$	$pK_b =$
Diethylamine	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$		6.9×10^{-4}	3.16
Ethylamine	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$		4.3×10^{-4}	3.37
Ammonia	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$		1.8×10^{-5}	4.74
Hydroxylamine	$\text{HONH}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{HONH}_3^+ + \text{OH}^-$		9.1×10^{-9}	8.04
Pyridine	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$		1.5×10^{-9}	8.82
Aniline	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$		7.4×10^{-10}	9.13

↑
Acid strength

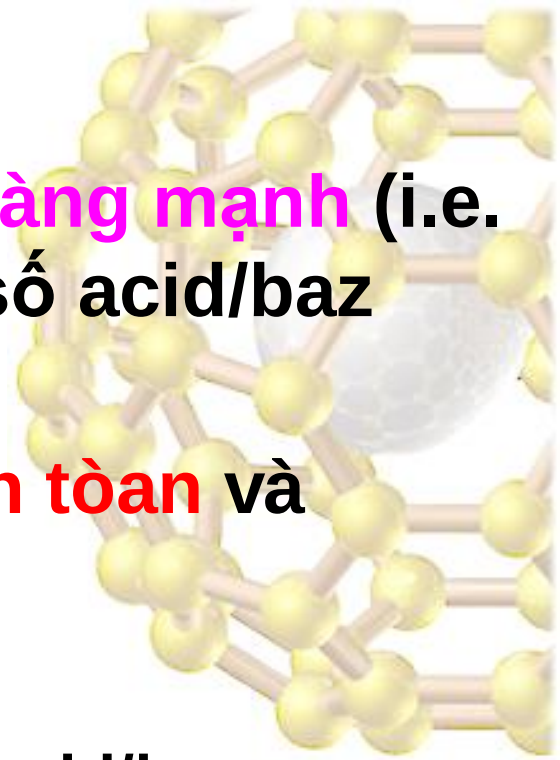
↑
Base strength

Acid yếu và baz yếu

- K_a , K_b càng lớn, acid và baz yếu càng mạnh (i.e. có nhiều ion tại cân bằng hơn là số acid/baz chưa phân ly)
- Nếu $K_a/K_b \gg 1$, thì ion hóa là hoàn toàn và acid/baz là một acid/baz mạnh.

Sử dụng K_a/K_b để tính pH

- Viết phương trình cân bằng phân ly acid/baz.
- Viết biểu thức cân bằng để tìm giá trị K_a/K_b .
- Viết nồng độ ban đầu và nồng độ tại cân bằng cho tất cả các chất (trừ nước). Chúng ta thường đặt **biến** **thiên nồng độ của H^+ là x** .
- Thay vào biểu thức cân bằng và **giải tìm x** .



Bài tập

9. Ex A, p 712

10. Ex B, p 712

PRACTICE EXAMPLE A: Hypochlorous acid, HOCl, is used in water treatment and as a disinfectant in swimming pools. A 0.150 M solution of HOCl has a pH of 4.18. Determine K_a for hypochlorous acid.

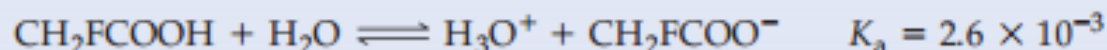
PRACTICE EXAMPLE B: The much-abused drug cocaine is an alkaloid. Alkaloids are noted for their bitter taste, an indication of their basic properties. Cocaine, $C_{17}H_{21}O_4N$, is soluble in water to the extent of 0.17 g/100 mL solution, and a saturated solution has a pH = 10.08. What is the value of K_b for cocaine?



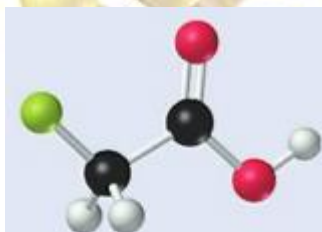
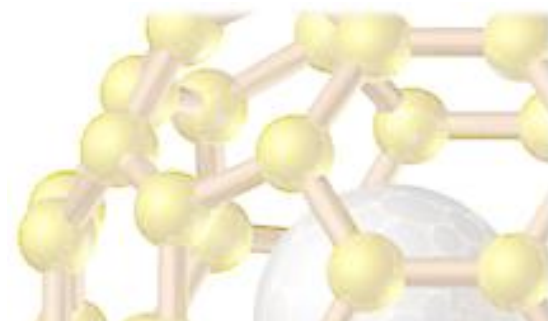
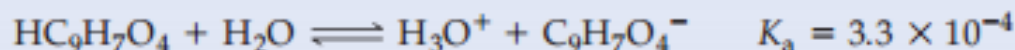
11. Ex A, p 713

12. Ex B, p 713

PRACTICE EXAMPLE A: Substituting halogen atoms for hydrogen atoms bound to carbon increases the strength of carboxylic acids. Show that the pH of 0.100 M CH_2FCOOH , fluoroacetic acid, is lower than that calculated in Example 16-6 for 0.100 M CH_3COOH .



PRACTICE EXAMPLE B: Acetylsalicylic acid, $HC_9H_7O_4$, is the active component in aspirin. This acid is the cause of the stomach upset some people get when taking aspirin. Two extra-strength aspirin tablets, each containing 500 mg of acetylsalicylic acid, are dissolved in 325 mL of water. What is the pH of this solution?



▲ Fluoroacetic acid,
 CH_2FCOOH .



▲ Acetylsalicylic acid,
 $C_6H_4(OOCCH_3)COOH$.

Acid yếu

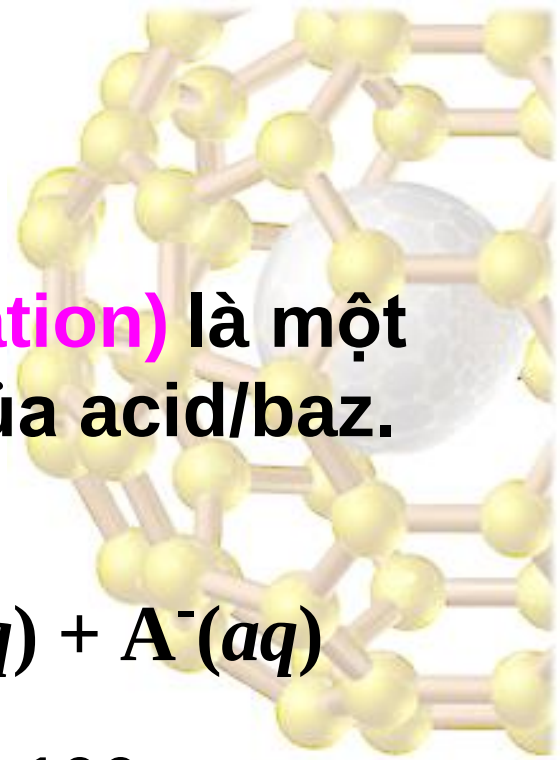
Sử dụng K_a/K_b để tính pH

- Phần trăm ion hóa (percent ionization) là một cách khác để biểu diễn độ mạnh của acid/baz.
- Xem phản ứng



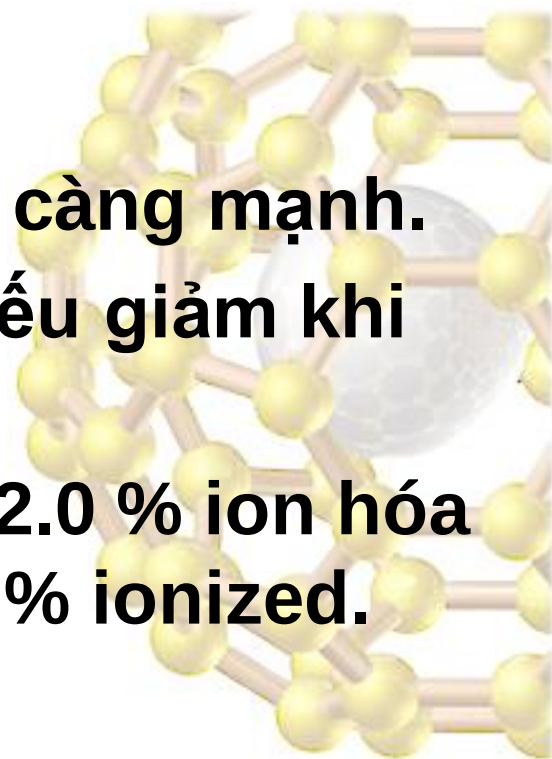
$$\% \text{ ionization} = \frac{[\text{H}^+]_{eqm}}{[\text{HA}]_0} \times 100$$

- Phần trăm ion hóa liên quan đến nồng độ H^+ tại cân bằng, $[\text{H}^+]_{eqm}$, đến nồng độ acid ban đầu $[\text{HA}]_0$.



Weak Acids

- Phần trăm ion hóa càng cao, acid càng mạnh.
- Phần trăm ion hóa của một acid yếu giảm khi nồng độ dung dịch tăng.
- Dung dịch acetic acid, 0.05 M có 2.0% ion hóa trong khi dung dịch 0.15 M có 1.0% ionized.

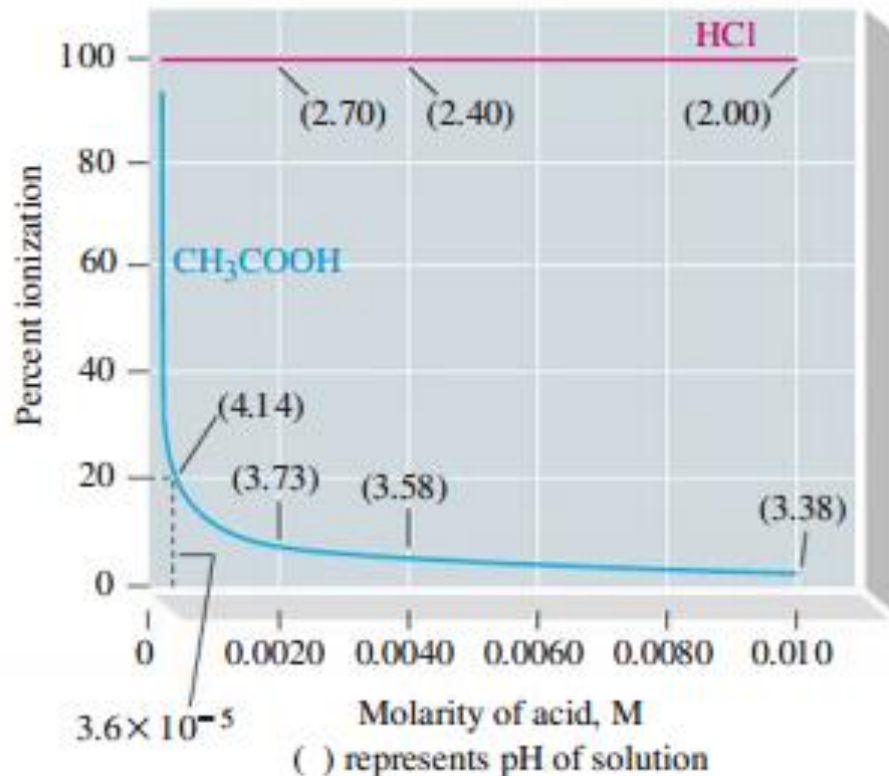


Percent Ionization

Phần trăm ion hóa càng cao, acid càng mạnh.

Phần trăm ion hóa của một acid yếu giảm khi nồng độ dung dịch tăng.

Dung dịch acetic acid, 0.010 M có khoảng 4.0 % ion hóa trong khi dung dịch $3.6 \cdot 10^{-5}$ M có 20 % ionized.



At equilibrium, n_{HA} moles of the acid HA, $n_{\text{H}_3\text{O}^+}$ moles of H_3O^+ , and n_{A^-} moles of A^- are present in a volume of V liters. The K_a expression is

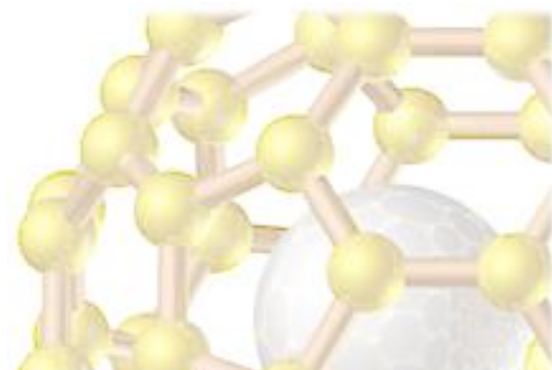
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{(n_{\text{H}_3\text{O}^+}/V)(n_{\text{A}^-}/V)}{n_{\text{HA}}/V} = \frac{(n_{\text{H}_3\text{O}^+})(n_{\text{A}^-})}{n_{\text{HA}}} \times \frac{1}{V}$$

When we dilute the solution, V increases, $1/V$ decreases, and the ratio $(n_{\text{H}_3\text{O}^+})(n_{\text{A}^-})/n_{\text{HA}}$ must increase to maintain the constant value of K_a . In turn, $n_{\text{H}_3\text{O}^+}$ and n_{A^-} must increase and n_{HA} must decrease, signifying an increase in the percent ionization.

Bài tập

13. Ex A, p 713

14. Ex B, p 713



PRACTICE EXAMPLE A: What is the pH of 0.015 M $\text{CH}_2\text{FCOOH}(\text{aq})$?



PRACTICE EXAMPLE B: Piperidine is a base found in small amounts in black pepper. What is the pH of 315 mL of an aqueous solution containing 114 mg piperidine?



15. Ex A, p 717

16. Ex B, p 717

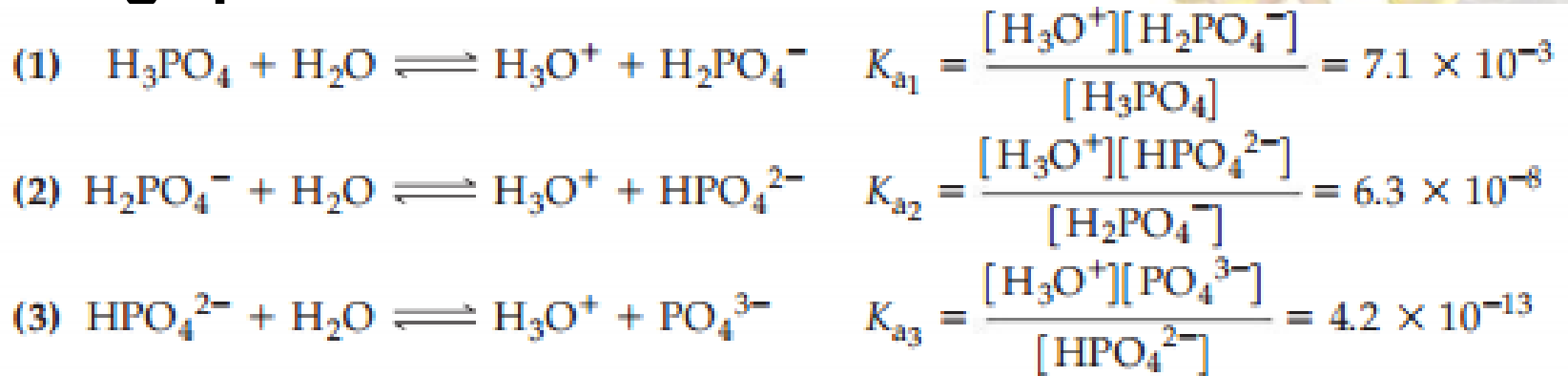
PRACTICE EXAMPLE A: What is the percent ionization of hydrofluoric acid in 0.20 M HF and in 0.020 M HF?

PRACTICE EXAMPLE B: An 0.0284 M aqueous solution of lactic acid, a carboxylic acid that accumulates in the blood and muscles during physical activity, is found to be 6.7% ionized. Determine K_a for lactic acid.



Acids đa proton *Polyprotic acids*

- *Polyprotic acids* có nhiều hơn một proton bị ion hóa
- Các proton phân ly từng giai đoạn một chứ không đồng loạt:



- Proton thứ nhất dễ bị ion hóa hơn proton thứ hai Do vậy, $K_{a1} > K_{a2} > K_{a3} \dots$
- Hầu hết $\text{H}^+(\text{aq})$ tại cân bằng là do quá trình ion hóa đầu tiên (i.e. the K_{a1} equilibrium).

Acids da proton (Polyprotic Acids)



TABLE 16.4 Ionization Constants of Some Polyprotic Acids

Acid	Ionization Equilibria	Ionization Constants, K	pK
Hydrosulfuric ^a	$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$	$K_{a_1} = 1.0 \times 10^{-7}$	$\text{p}K_{a_1} = 7.00$
	$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{S}^{2-}$	$K_{a_2} = 1 \times 10^{-19}$	$\text{p}K_{a_2} = 19.0$
Carbonic ^b	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$	$K_{a_1} = 4.4 \times 10^{-7}$	$\text{p}K_{a_1} = 6.36$
	$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$K_{a_2} = 4.7 \times 10^{-11}$	$\text{p}K_{a_2} = 10.33$
Citric	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^-$	$K_{a_1} = 7.5 \times 10^{-4}$	$\text{p}K_{a_1} = 3.12$
	$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-}$	$K_{a_2} = 1.7 \times 10^{-5}$	$\text{p}K_{a_2} = 4.77$
	$\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}$	$K_{a_3} = 4.0 \times 10^{-7}$	$\text{p}K_{a_3} = 6.40$
Phosphoric	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$K_{a_1} = 7.1 \times 10^{-3}$	$\text{p}K_{a_1} = 2.15$
	$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$K_{a_2} = 6.3 \times 10^{-8}$	$\text{p}K_{a_2} = 7.20$
	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$K_{a_3} = 4.2 \times 10^{-13}$	$\text{p}K_{a_3} = 12.38$
Oxalic	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HC}_2\text{O}_4^-$	$K_{a_1} = 5.6 \times 10^{-2}$	$\text{p}K_{a_1} = 1.25$
	$\text{HC}_2\text{O}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$K_{a_2} = 5.4 \times 10^{-5}$	$\text{p}K_{a_2} = 4.27$
Sulfurous ^c	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_3^-$	$K_{a_1} = 1.3 \times 10^{-2}$	$\text{p}K_{a_1} = 1.89$
	$\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$K_{a_2} = 6.2 \times 10^{-8}$	$\text{p}K_{a_2} = 7.21$
Sulfuric ^d	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$	$K_{a_1} = \text{very large}$	$\text{p}K_{a_1} < 0$
	$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$K_{a_2} = 1.1 \times 10^{-2}$	$\text{p}K_{a_2} = 1.96$

Acid strength



^aThe value for K_{a_2} of H_2S most commonly found in older literature is about 1×10^{-14} , but current evidence suggests that the value is considerably smaller.

Bài tập

17. Ex A, p 720

18. Ex B, p 720

PRACTICE EXAMPLE A: Malonic acid, $\text{HOOCCH}_2\text{COOH}$, is a diprotic acid used in the manufacture of barbiturates.



Calculate $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{HOOCCH}_2\text{COO}^-]$, and $[^-\text{OOCCH}_2\text{COO}^-]$ in a 1.00 M solution of malonic acid.

PRACTICE EXAMPLE B: Oxalic acid, found in the leaves of rhubarb and other plants, is a diprotic acid.



An aqueous solution that is 1.05 M $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ has $\text{pH} = 0.67$. The free oxalate ion concentration in this solution is $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 5.3 \times 10^{-5}$ M. Determine K_{a1} and K_{a2} for oxalic acid.

19. Ex A, p 721

20. Ex B, p 721

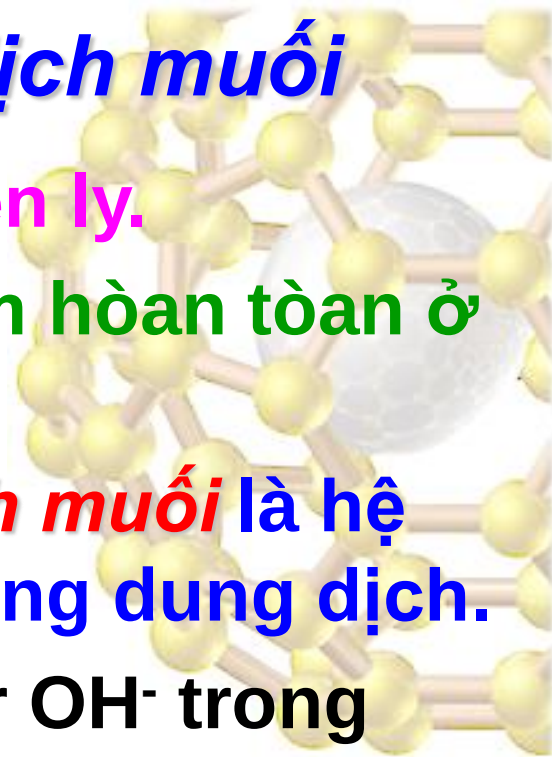
PRACTICE EXAMPLE A: Calculate $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{HSO}_4^-]$, and $[\text{SO}_4^{2-}]$ in 0.20 M H_2SO_4 .

PRACTICE EXAMPLE B: Calculate $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{HSO}_4^-]$, and $[\text{SO}_4^{2-}]$ in 0.020 M H_2SO_4 .

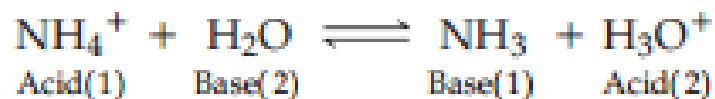
[Hint: Is the assumption that $[\text{HSO}_4^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ valid?]

Tính Acid-Base của các dung dịch muối

- Hầu như mọi muối đều là chất điện ly.
- Do vậy, trong dung dịch muối nằm hoàn toàn ở dạng ion.
- **Tính Acid-Base của các dung dịch muối** là hệ quả của phản ứng của các ion trong dung dịch.
- Phản ứng tạo thành các ion H^+ or OH^- trong nước gọi là sự **thủy phân (hydrolysis)**.
- Anions từ acid yếu có tính baz.
- Anions từ acid mạnh thì trung hòa.
- Anions có ionizable protons (e.g. HSO_4^-) thì lưỡng tính (amphoteric).



Tính Acid-Base của các dung dịch muối



Ion ammonium là một acid, cho nước (baz) một proton. Hằng số phân ly acid của ion ammonium K_a trong mối tương quan với hằng số phân ly baz K_b của ammonia và K_w như sau:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.6 \times 10^{-10}$$

Tương tự, hằng số phân ly baz của ion acetate K_b trong mối tương quan với hằng số phân ly acid K_a của acid acetic và K_w như sau:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{K_w}{K_a(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.6 \times 10^{-10}$$

Vậy:

$$K_a(\text{acid}) \times K_b(\text{its conjugate base}) = K_w$$

$$K_b(\text{base}) \times K_a(\text{its conjugate acid}) = K_w$$

Sự thủy phân (Hydrolysis)

Thủy phân của muối NaCl

Thủy phân của muối NH_4Cl

(trái, vàng):

Thủy phân của muối

CH_3COONa (phải, xanh):



▲ FIGURE 16-9

Ions as acids and bases

Each of these 1 M solutions contains bromthymol blue indicator, which has the following colors:

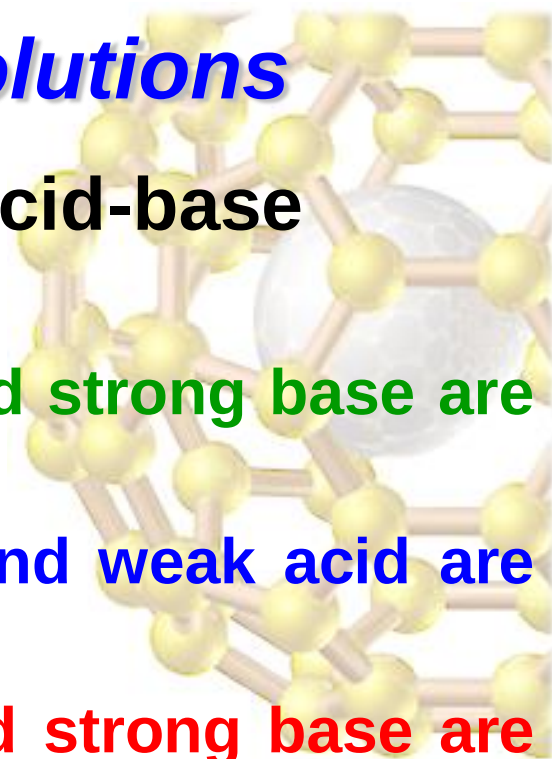
pH < 7
Yellow

pH = 7
Green

pH > 7
Blue

Acid-Base Properties of Salt Solutions

- To determine whether a salt has acid-base properties we use:
 - Salts derived from a strong acid and strong base are neutral (e.g. NaCl , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$).
 - Salts derived from a strong base and weak acid are basic (e.g. NaOCl , $\text{Ba}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$).
 - Salts derived from a weak base and strong base are acidic (e.g. NH_4Cl , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$).
 - Salts derived from a weak acid and weak base can be either acidic or basic. Equilibrium rules apply!



Bài tập

21. Ex A, p 725

22. Ex B, p 725

PRACTICE EXAMPLE A: Predict whether each of the following 1.0 M solutions is acidic, basic, or pH neutral: (a) $\text{CH}_3\text{NH}_3^+\text{NO}_3^-$ (aq); (b) NaI (aq); (c) NaNO_2 (aq).

PRACTICE EXAMPLE B: An aqueous solution containing H_2PO_4^- has a pH of about 4.7. Write equations for *two* reactions of H_2PO_4^- with water, and explain which reaction occurs to the greater extent.

23. Ex A, p 726

24. Ex B, p 726

PRACTICE EXAMPLE A: The organic bases cocaine ($\text{p}K_b = 8.41$) and codeine ($\text{p}K_b = 7.95$) react with hydrochloric acid to form salts (similar to the formation of NH_4Cl by the reaction of NH_3 and HCl). If solutions of the following salts have the same molarity, which solution would have the higher pH: cocaine hydrochloride, $\text{C}_{17}\text{H}_{21}\text{O}_4\text{NH}^+\text{Cl}^-$, or codeine hydrochloride, $\text{C}_{18}\text{H}_{21}\text{ClO}_3\text{NH}^+\text{Cl}^-$?

PRACTICE EXAMPLE B: Predict whether the solution NH_4CN (aq) is acidic, basic, or neutral; and explain the basis of your prediction.

25. Ex A, p 727

26. Ex B, p 727

PRACTICE EXAMPLE A: Sodium fluoride, NaF , is found in some toothpaste formulations as an anticavity agent. What is the pH of 0.10 M NaF (aq)?

PRACTICE EXAMPLE B: The pH of an aqueous solution of NaCN is 10.38. What is $[\text{CN}^-]$ in this solution?

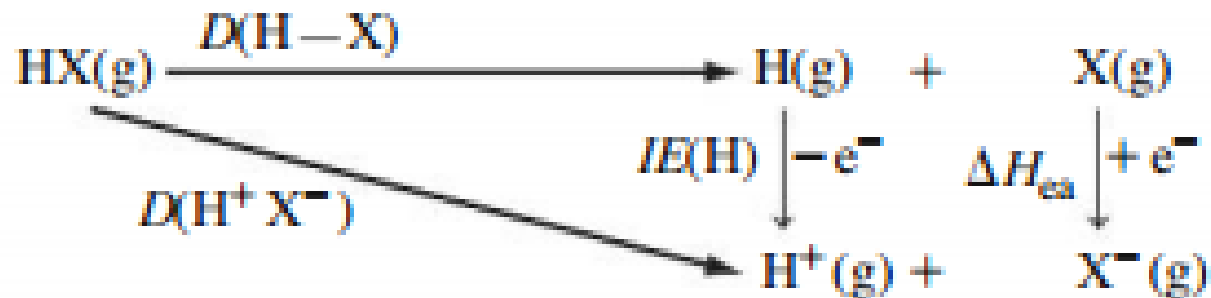
Cấu trúc phân tử và tính acid-baz

Molecular Structure and Acid-Base Behavior

Độ mạnh (strength) của binary acids:

Xem hợp chất H-X. Để chất này là một acid, các điều kiện cần có là:

- Nối H-X phải phân cực với $H\delta^+$ và $X\delta^-$, X là phi kim (nếu X là một kim loại thì nối H-X sẽ phân cực $H\delta^-$, $X\delta^+$ và là một baz) để đứt theo kiểu dị ly.



- Nối H-X phải đủ yếu để bị đứt ra,
- Baz liên hợp, X^- , phải đủ bền.

Binary Acids

increasing acid strength →

	H—CH ₃	H—NH ₂	H—OH	H—F
K_a	1×10^{-60}	1×10^{-34}	1.8×10^{-16}	6.6×10^{-4}
$D(\text{H—X})$	414	389	464	565
$D(\text{H}^+ \text{X}^-)$	1717	1630	1598	1549

- **Binary acid của nguyên tố trong cùng chu kỳ (row)** có độ mạnh acid (acid strength) tăng khi độ phân cực của nối tăng, tức từ trái sang phải độ mạnh acid tăng
- **Binary acid của nguyên tố trong cùng nhóm (group)** có độ mạnh acid (acid strength) tăng khi độ dài nối tăng, tức từ trên xuống dưới độ mạnh acid tăng

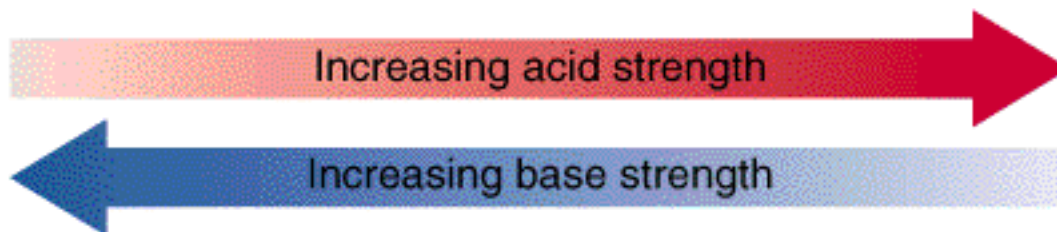
H—SH	H—Cl
1.0×10^{-7}	1×10^6
368	431
1458	1394
H—SeH	H—Br
1.3×10^{-4}	1×10^8
335	364
1434	1351
H—TeH	H—I
2.3×10^{-3}	1×10^9
277	297
1386	1314

Cấu trúc phân tử và tính acid-baz

Molecular Structure and Acid-Base Behavior

Binary Acids

	GROUP			
	4A	5A	6A	7A
Period 2	CH_4 No acid or base properties	NH_3 Weak base	H_2O ---	HF Weak acid
Period 3	SiH_4 No acid or base properties	PH_3 Weak base	H_2S Weak acid	HCl Strong acid



Cấu trúc phân tử và tính acid-baz

Molecular Structure and Acid-Base Behavior

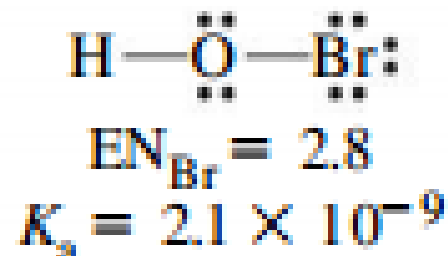
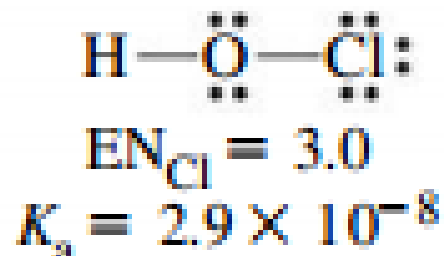
Oxoacids

- Oxoacids chứa O-H bonds.
- Mọi oxoacids có cấu trúc chung là **Y-O-H**.
- Độ mạnh của acid phụ thuộc vào Y và nguyên tử gắn với Y.
 - Nếu Y là một kim loại (ĐÂĐ nhỏ-low electronegativity), thì hợp chất này sẽ là một baz.
 - Nếu Y có ĐÂĐ trung bình (intermediate electronegativity) (VD như I, EN = 2.5), các electron nằm giữa Y and O hợp chất là weak oxoacid.

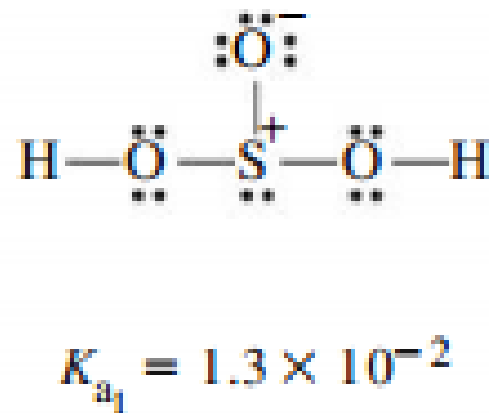
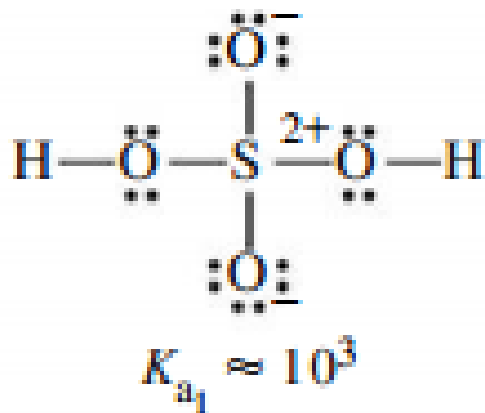


Oxoacids

- Nếu Y có ĐÂĐ lớn (large electronegativity) (e.g. Cl, EN = 3.0), các electrons nằm gần với Y hơn O và O-H bond bị phân cực phóng thích H^+ .

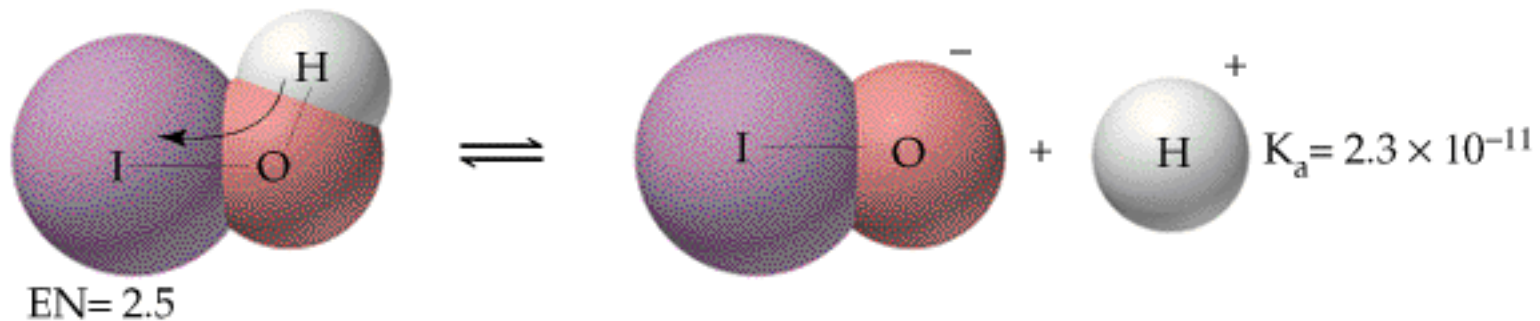
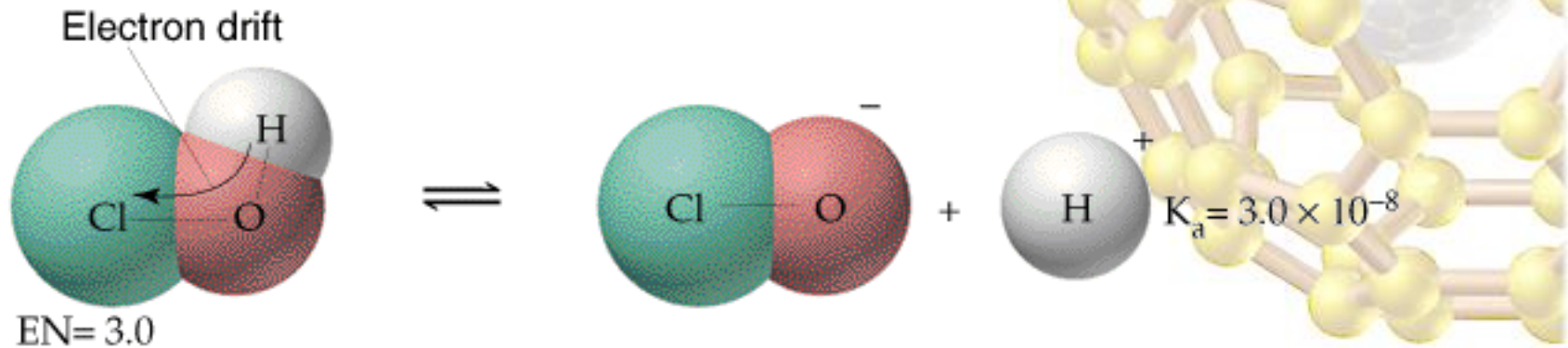


- Số nguyên tử O gắn với Y làm tăng độ phân cực (polarity) của O-H bond và độ mạnh của acid tăng (VD. H_2SO_3 là một acid yếu hơn H_2SO_4)



Cấu trúc phân tử và tính acid-baz Molecular Structure and Acid-Base Behavior

Oxoacids

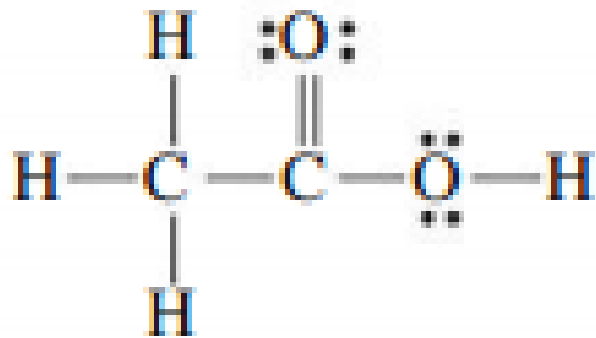
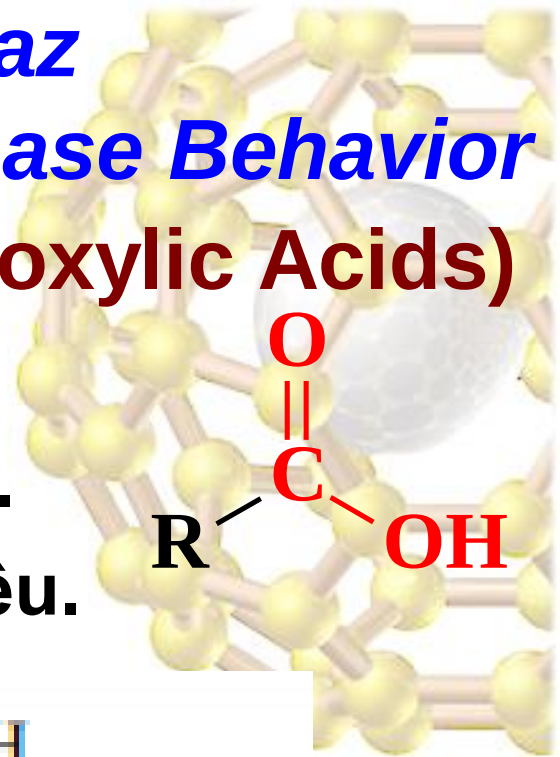


Cấu trúc phân tử và tính acid-baz

Molecular Structure and Acid-Base Behavior

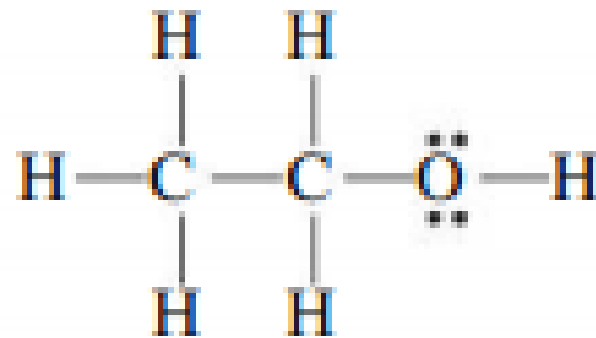
Độ mạnh của acid hữu cơ (Carboxylic Acids)

- Acid hữu cơ (organic acids) chứa nhóm **COOH** (R là gốc hữu cơ).
- Acid acetic mạnh hơn ethanol nhiều.



Acetic acid

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$$



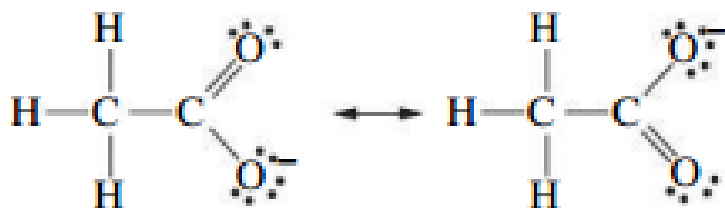
Ethanol

$$K_a = 1.3 \times 10^{-16}$$

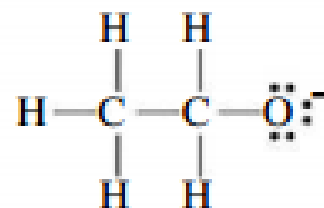
Carboxylic Acids

Giải thích:

1. Nối O-H của acid phân cực hơn ethanol.
2. Khi mất H^+ , điện tích âm của acid phân bố trên hai nguyên tử oxy nên ion *carboxylate* bền hơn *ethoxide*:



Acetate ion



Ethoxide ion

- **Độ dài của mạch carbon** ít ảnh hưởng lên độ mạnh acid.



Acetic acid

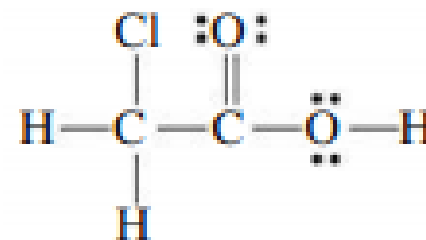
$$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$$



Octanoic acid

$$K_a = 1.3 \times 10^{-5}$$

- Độ mạnh acid tăng khi số **nhóm hút electron (electronegative group)** gắn vào R tăng lên do làm phân cực nối O-H.

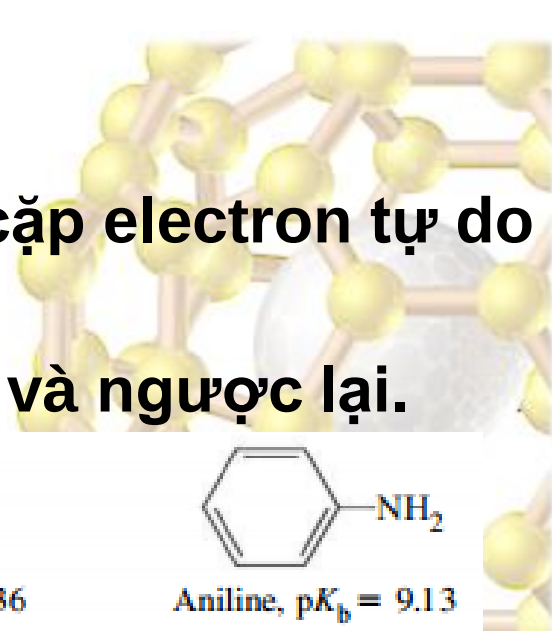


Chloroacetic acid

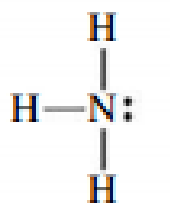
$$K_a = 1.4 \times 10^{-3}$$

Độ mạnh của các baz amines

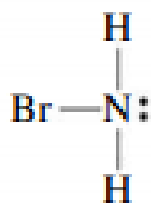
Strengths of Amines as Bases



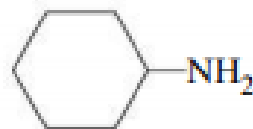
- Độ mạnh của baz amine phụ thuộc vào cặp electron tự do (lone pair).
- Nhóm rút e gắn vào N làm giảm tính baz và ngược lại.



Ammonia
 $pK_b = 4.74$



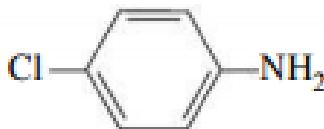
Bromamine
 $\text{NH}_2\text{Br}, pK_b = 7.61$



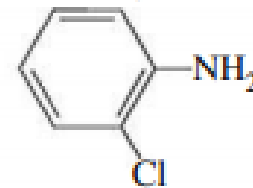
Cyclohexylamine, $pK_b = 3.36$



Aniline, $pK_b = 9.13$

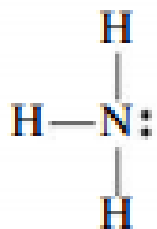


para-Chloroaniline, $pK_b = 10.01$

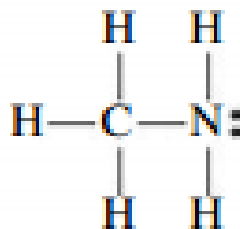


ortho-Chloroaniline, $pK_b = 11.36$

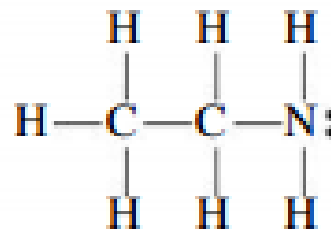
- Gốc HC gắn vào N làm tăng nhẹ tính baz.



Ammonia
 $pK_b = 4.74$



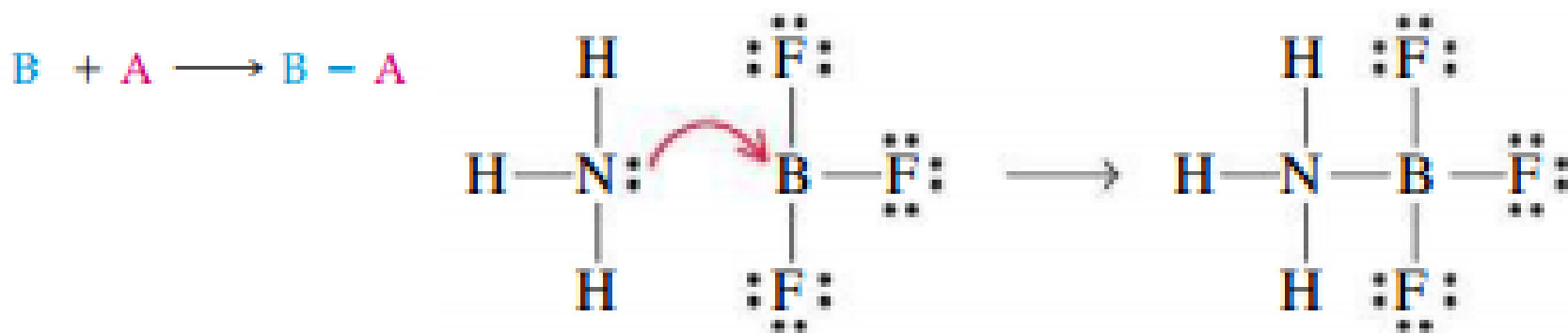
Methylamine
 $\text{CH}_3\text{NH}_2, pK_b = 3.38$



Ethylamine
 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2, pK_b = 3.37$

Lewis Acids and Bases

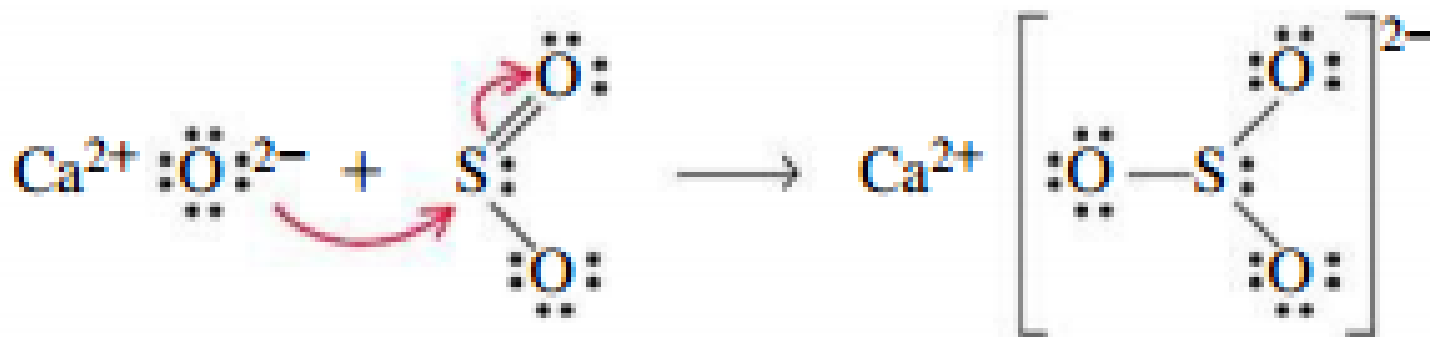
- Brønsted-Lowry acid là một chất cho proton.
- Nếu chú ý đến electrons: một Brønsted-Lowry acid có thể coi là chất nhận electron (electron pair acceptor).
- **Lewis acid A: chất nhận electron (electron pair acceptor).**
- **Lewis base B: chất cho electron (electron pair donor).**



- **Lưu ý: Lewis acids and bases không cần chứa protons.**
- **Do vậy, định nghĩa acid baz Lewis là tổng quát nhất trong các định nghĩa về acids and bases.**

Lewis Acids and Bases

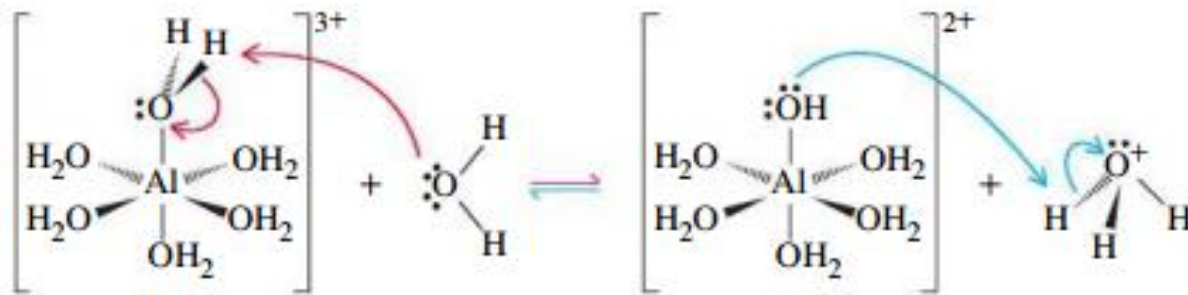
- **Lewis acids** thường có incomplete octet (e.g. BF_3).
- Các ion kim loại chuyển tiếp (Transition metal ions) thường là Lewis acids.
- Lewis acids **phải có vân đạo trống (vacant orbital)** (để nhận electron pairs).
- Hợp chất có with π -bonds có thể làm Lewis acids:



Phản ứng dị pha CaO(s) và $\text{SO}_2(\text{g})$ là một phản ứng acid-baz Lewis

Sự thủy phân của ion kim loại (Hydrolysis of Metal Ions)

- Ion kim loại có điện tích dương sẽ hút phân tử nước (thông qua lone pairs của O).
- The higher the charge, the smaller the metal ion and the stronger the M-OH₂ interaction.
- Ion kim loại hydrat hóa thể hiện như acid (Hydrated metal ions act as acids):



$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

- pH dung dịch tăng khi kích thước ion tăng (e.g. Ca²⁺ vs. Zn²⁺) và điện tích giảm (Na⁺ vs. Ca²⁺ and Zn²⁺ vs. Al³⁺).

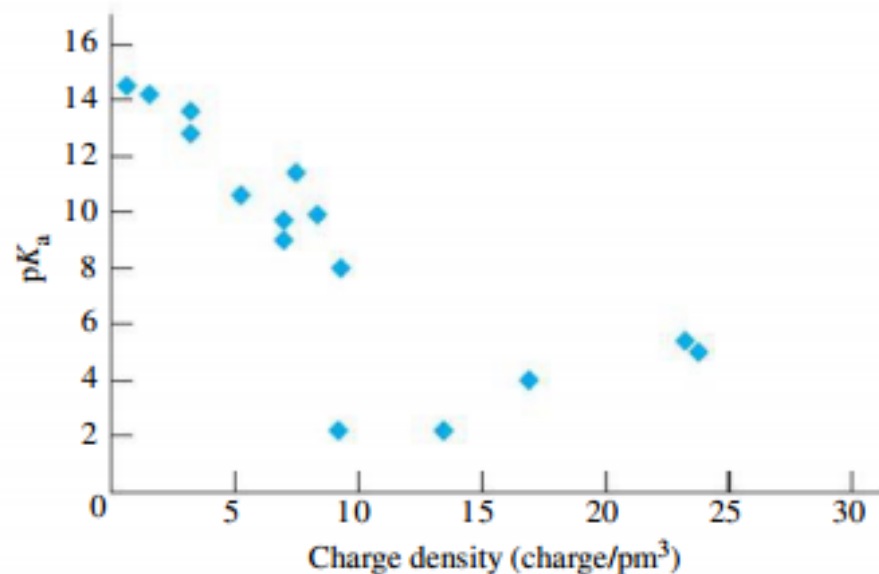
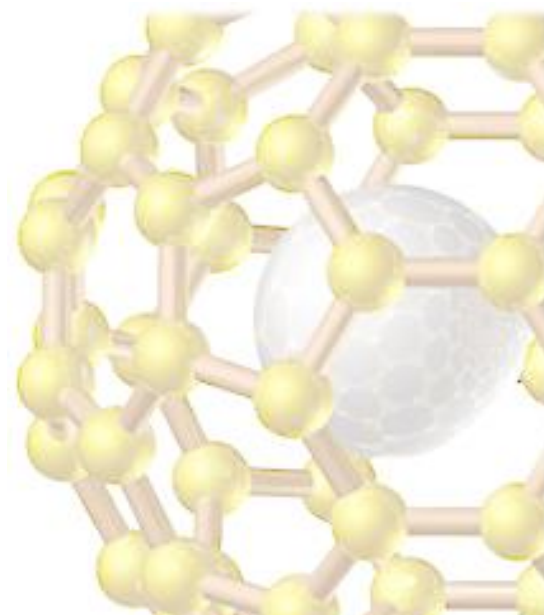


▲ FIGURE 16-13
Acidic properties of hydrated metal ions
The yellow color of bromthymol blue indicator in Al₂(SO₄)₃(aq) denotes that the solution is acidic. The pH meter gives a more precise indication of the pH.

Sự thủy phân của ion kim loại (Hydrolysis of Metal Ions)

Metal Cation	Ionic Radius, pm	$\rho \times 10^7$, Charge pm^{-3}	pK_a
Li^+	76	3.27	13.6
Na^+	102	1.53	14.2
K^+	138	0.680	14.5
Be^{2+}	45	23.2	5.4
Cu^{2+}	66	9.33	8.0
Ni^{2+}	69	8.35	9.9
Mg^{2+}	72	7.51	11.4
Zn^{2+}	74	7.00	9.0
Co^{2+}	74	7.00	9.7
Mn^{2+}	83	5.23	10.6
Ca^{2+}	100	3.22	12.8
Al^{3+}	53	23.8	5.0
Cr^{3+}	61	17.0	4.0
Ti^{3+}	67	13.5	2.2
Fe^{3+}	78	9.19	2.2

The pK_a of H_3O^+ is -1.7 , and the pK_a of water is 15.7 .



Bài tập

27. Ex A, p 730

28. Ex B, p 730

PRACTICE EXAMPLE A: Explain which is the stronger acid, HNO_3 or HClO_4 ; CH_2FCOOH or CH_2BrCOOH .
[Hint: Draw plausible Lewis structures.]

PRACTICE EXAMPLE B: Explain which is the stronger acid, H_3PO_4 or H_2SO_3 ; $\text{CCl}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ or $\text{CCl}_2\text{FCH}_2\text{COOH}$. [Hint: Draw plausible Lewis structures.]

29. Ex A, p 735

24. Ex B, p 735

PRACTICE EXAMPLE A: Identify the Lewis acids and bases in these reactions.



PRACTICE EXAMPLE B: Identify the Lewis acids and bases in these reactions.

