

The Islamic University of Gaza
Faculty of Engineering
Civil Engineering Department

Environmental Chemistry
(ECIV 1204)

Instructor: Prof Hussam Al Najar
Prof. Abdelmajid Nassar
W 04 – Lect. 1 & 2

ACIDS, BASES AND SALTS

ACIDS, BASES AND SALTS

- **The Importance and nature of Acids, Bases, and Salts**
- **Dissociation of Acids and Bases in Water**
- **pH and the Relationship Between Hydrogen Ion and Hydroxide Ion Concentrations**
- **Preparation of Acids, Bases and Salts**

- أهمية وطبيعة الأحماض والقواعد والأملاح
- تفكك الأحماض والقواعد في الماء
- الرقم الهيدروجيني (pH) والعلاقة بين تركيز أيون الهيدروجين وأيون الهيدروكسيد
- تحضير الأحماض والقواعد والأملاح

Acid:

- الرقم الهيدروجيني أقل من 7
- يعادل القواعد
- يُكوّن أيونات الهيدروجين في المحلول
- مادة أكالة - يتفاعل مع معظم المعادن مُنتجًا غاز الهيدروجين
- موصل جيد للكهرباء
- pH less than 7
- Neutralizes bases
- Forms H^+ ions in solution
- Corrosive-reacts with most metals to form hydrogen gas
- Good conductors of electricity

Weak vs. Strong Acids: that dissociate (ionize) to a large extent are strong electrolytes and Strong Acids. Acids that dissociate only to a small extent are Weak Acids and weak electrolytes

الأحماض الضعيفة مقابل الأحماض القوية: الأحماض القوية هي التي تتفكك (تتأين) بدرجة كبيرة، وتُصنّف كإلكتروليّات قوية. أما الأحماض التي تتفكك بدرجة ضئيلة فهي أحماض ضعيفة وإلكتروليّات ضعيفة.

Base:

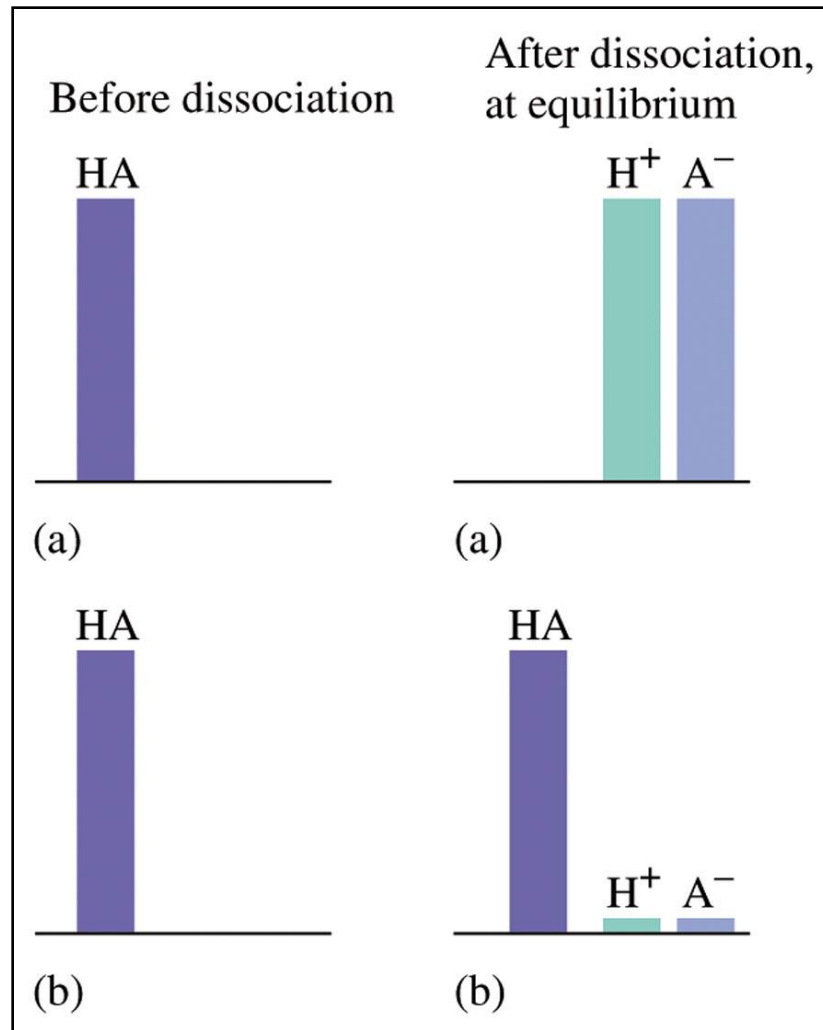
- الرقم الهيدروجيني أعلى من 7
- ملمس زلق
- يذيب الدهون والزيوت
- يُكوّن عادةً أيونات الهيدروكسيد (OH^-) في المحلول
- يعادل الأحماض
- pH greater than 7
- Feels slippery
- Dissolves fats and oils
- Usually forms OH^- ions in solution
- Neutralizes acids

Weak vs. Strong Bases: Bases can be strong or weak depending on the extent to which they dissociate and produce OH^- ions in solution. Most metal hydroxides are strong electrolytes and Strong Bases. Ammonia, NH_3 , is a weak electrolyte and Weak Base.

القواعد الضعيفة مقابل القواعد القوية: تُصنّف القواعد إلى قوية وضعيفة حسب درجة تفككها وإنتاجها لأيونات الهيدروكسيد (OH^-) في المحلول. معظم هيدروكسيدات المعادن هي إلكتروليّات قوية وقواعد قوية. أما الأمونيا (NH_3) فهي إلكتروليّات ضعيف وقاعدة ضعيفة.

Dissociation: Weak vs. Strong Acids and Base

	ACID	BASE	
100% ionized in H ₂ O	Strong	Cl ⁻	Negligible
	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	
	HNO ₃	NO ₃ ⁻	
Acid strength increases ↑	H ₃ O ⁺ (aq)	H ₂ O	↓ 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⁻	
	H ₂ O	OH ⁻	
Negligible	OH ⁻	O ²⁻	100% protonated in H ₂ O
	H ₂	H ⁻	
	CH ₄	CH ₃ ⁻	
	Weak	Weak	



Dissociation of Acid

Acid formula	Acid name	Common uses	Percent Dissociated in 1 M solution	Strength
H_2SO_4	Sulfuric	Industrial chemical	100	Strong
HNO_3	Nitric	Industrial chemical	100	Strong
H_3PO_4	Phosphoric	Fertilizer, food additive	8	Moderately weak
$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	Citric	Fruit drinks	3	Weak
$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	Acetic	Foods, industry	0.4	Weak
HClO	Hypochlorous	Disinfectant	0.02	Weak
HCN	Hydrocyanic	Very poisonous industrial chemical, electroplating waste	0.002	Very weak
H_3BO_4	Boric acid	Antiseptic, ceramics	0.002	Very weak

Salt

- A salt is a neutral substance produced from the reaction of an acid and a base. • الملح مادة متعادلة تنتج عن تفاعل حمض مع قاعدة.
- Composed of the negative ion of an acid and the positive ion of a base. • يتكون من أيون سالب من الحمض وأيون موجب من القاعدة.
- One of the products of a Neutralization Reaction • أحد نواتج تفاعل التعادل.
- Examples: KCl, MgSO₄, Na₃PO₄ • أمثلة: كلوريد البوتاسيوم (KCl)، كبريتات المغنيسيوم (MgSO₄)، فوسفات الصوديوم (Na₃PO₄)

Neutralization Reaction

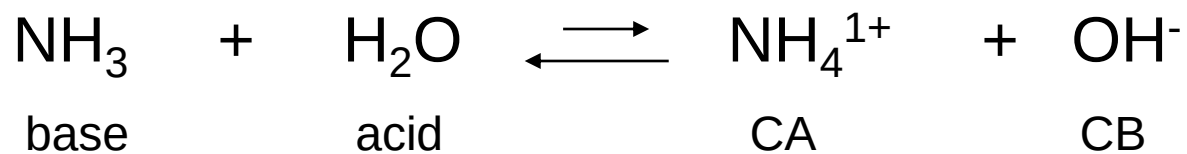
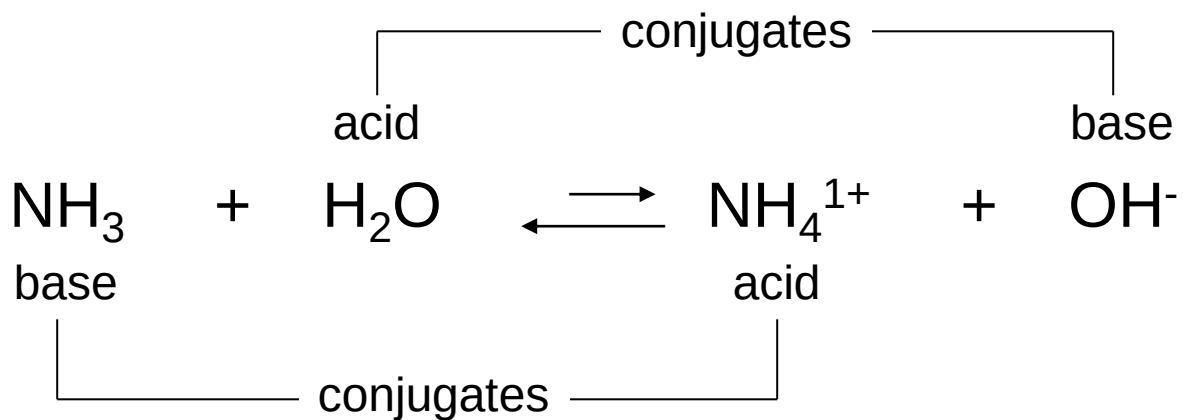
- A neutralization reaction is the reaction of an acid with a base to produce salt and water.
- Example: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Buffers

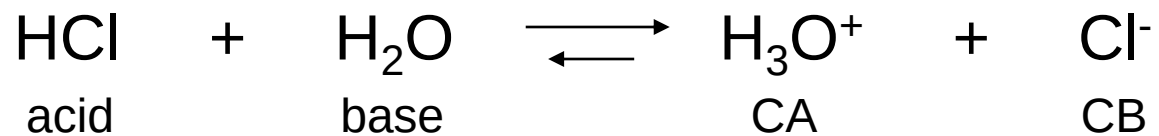
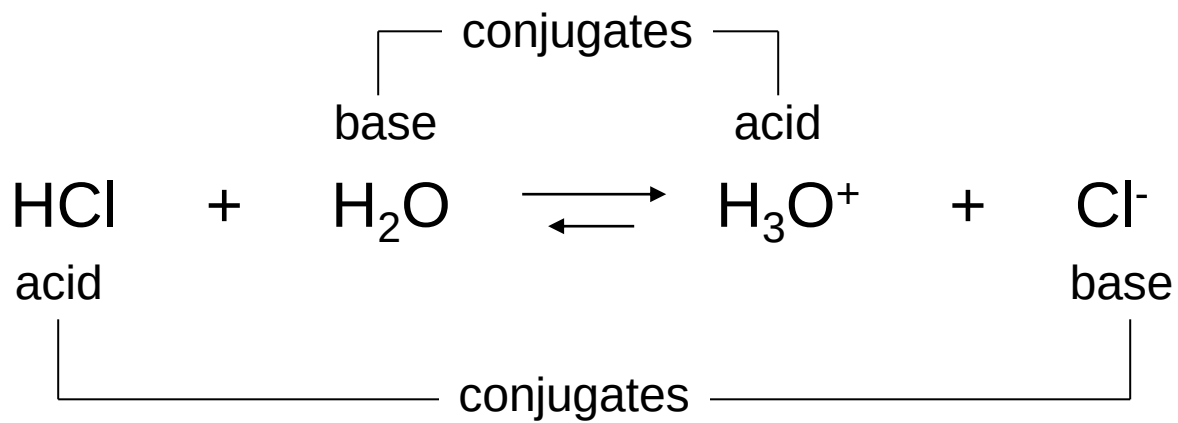
A buffer is a solution that resists changes in pH when small amounts of acids and bases are added. المحلول المنظم هو محلول يقاوم التغيرات في درجة الحموضة عند إضافة كميات صغيرة من الأحماض والقواعد.

- **Conjugate acid:** compound formed when a base gains a hydrogen ion. الحمض المرافق: مركب يتكون عندما تكتسب القاعدة أيون هيدروجين.
- **Conjugate base:** compound formed when an acid loses a hydrogen ion. القاعدة المرافقة: مركب يتكون عندما يفقد الحمض أيون هيدروجين.

Conjugate Acid-Base Pairs



Conjugate Acid-Base Pairs



THE IMPORTANCE OF ACIDS, BASES, AND SALTS

Almost all inorganic compounds and many organic compounds can be classified as acids, bases, or salts.

Acids, bases, and salts are vitally involved with life processes, agriculture, industry, and the environment.

The most widely produced chemical is an acid, sulfuric acid. The second-ranking chemical, lime, is a base.

Another base, ammonia, ranks fourth in annual chemical production.

Among salts, sodium chloride is widely produced as an industrial chemical, potassium chloride is a source of essential potassium fertilizer, and sodium carbonate is used in huge quantities for glass and paper manufacture, and for water treatment.

Soil with too much acid or excessive base will not support good crop growth.

Too much salt in irrigation water may prevent crops from growing. This is a major agricultural problem in arid regions of the world such as the mid-East .

أهمية الأحماض والقواعد والأملاح

يمكن تصنيف جميع المركبات غير العضوية تقريبًا، والعديد من المركبات العضوية، إلى أحماض أو قواعد أو أملاح.

تُعدّ الأحماض والقواعد والأملاح عناصر أساسية في العمليات الحيوية والزراعة والصناعة والبيئة. حمض الكبريتيك هو أكثر المواد الكيميائية إنتاجًا. أما الجير، فهو ثاني أكثر المواد الكيميائية إنتاجًا، وهو قاعدة.

الأمونيا، وهي قاعدة أخرى، تحتل المرتبة الرابعة في الإنتاج الكيميائي السنوي.

من بين الأملاح، يُنتج كلوريد الصوديوم على نطاق واسع كمادة كيميائية صناعية، ويُعدّ كلوريد البوتاسيوم مصدرًا أساسيًا لأسمدة البوتاسيوم، بينما يُستخدم كربونات الصوديوم بكميات هائلة في صناعة الزجاج والورق، وفي معالجة المياه.

التربة ذات الحموضة الزائدة أو القلوية المفرطة لا تدعم نمو المحاصيل بشكل جيد.

قد يؤدي ارتفاع نسبة الأملاح في مياه الري إلى منع نمو المحاصيل. تُعدّ هذه مشكلة زراعية رئيسية في المناطق القاحلة من العالم، مثل الشرق الأوسط.

THE NATURE OF ACIDS, BASES, AND SALTS

Hydrogen Ion and Hydroxide Ion

Hydrogen ion, H^+ It is always produced by acids.

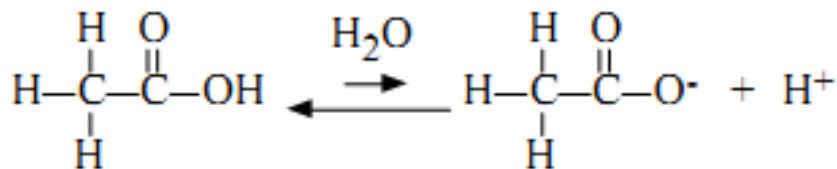
Hydroxide ion, OH^- It is always produced by bases.

These two ions react together, $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$ to produce water.

This is called a neutralization reaction. It is one of the most important of all chemical reactions.

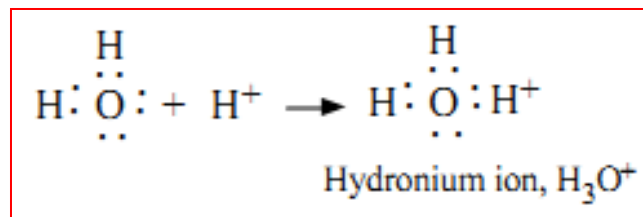
HCl in water is entirely in the form of H^+ ions and Cl^- ions. These 2 ions in water form **hydrochloric acid**. (Strong Acid)

Acetic acid, also produces hydrogen ions in water: many acids contain H that is not released by the acid molecule to form H^+ . Of the 4 hydrogens in CH_3CO_2H , only the one bonded to oxygen is ionizable to form H^+ (weak acid)



يُنتج حمض الخليك أيضًا أيونات الهيدروجين في الماء:
تحتوي العديد من الأحماض على ذرات هيدروجين لا
تتحرر من جزيء الحمض لتكوين H^+ من بين ذرات
الهيدروجين الأربع في CH_3CO_2H ، فقط تلك المرتبطة
بالأكسجين قابلة للتأين لتكوين H^+ (حمض ضعيف).

A hydrogen ion in water is strongly attracted to water molecules. Hydrogen ions react with water,



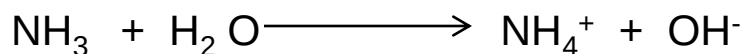
A base is a substance that produces hydroxide ion and/or accepts H^+ . Many bases consist of metal ions and hydroxide ions.

For example, solid sodium hydroxide dissolves in water,



to yield a solution containing OH^- ions.

When **ammonia** gas is bubbled into water, a few of the NH_3 molecules remove hydrogen ion from water and produce **ammonium ion**, NH_4^+ , and hydroxide ion.



Only about 0.5% of the ammonia in a 1M solution goes to NH_4^+ and OH^- . Therefore, NH_3 is called a weak base.

Normality is the most common measurement used for showing the concentration of acids and bases.

Normality takes into account both the molarity of the solution and the equivalent content of the acid or base, using the equation shown below:

$$\text{Normality (N)} = \text{Molarity (M)} \times \text{Equivalent (N/M)}$$

If you cancelled units in the equation above, you would find that normality is equal to the number of moles of acid or base per liter.

Let's consider a 0.5 M solution of HCl. Since we know that one mole of HCl contains 1 equivalent acid, we can calculate normality as follows:

$$\text{Normality} = (0.5 \text{ M}) \times (1 \text{ N/M})$$

$$\text{Normality} = 0.5 \text{ N}$$

For all acids and bases with an equivalent value of 1, the normality of the solution will be equal to the molarity of the solution.

But not every acid and base will have a normality equal to its molarity. How about a 3 M solution of barium hydroxide? Barium hydroxide releases two hydroxide ions per molecule of the base, so the equivalent value is 2. As a result, we would calculate normality as follows:

$$\text{Normality} = (3 \text{ M}) \times (2 \text{ N/M})$$

$$\text{Normality} = 6 \text{ N}$$

العيارية هي المقياس الأكثر شيوعًا لتحديد تركيز الأحماض والقواعد.

تأخذ العيارية في الاعتبار كلاً من مولارية المحلول ومحتوى المكافئ من الحمض أو القاعدة، باستخدام المعادلة الموضحة أدناه:

$$\text{العيارية (N)} = \text{المولارية (M)} \times \text{المكافئ (N/M)}$$

إذا حذفنا الوحدات من المعادلة أعلاه، فسنجد أن العيارية تساوي عدد مولات الحمض أو القاعدة لكل لتر.

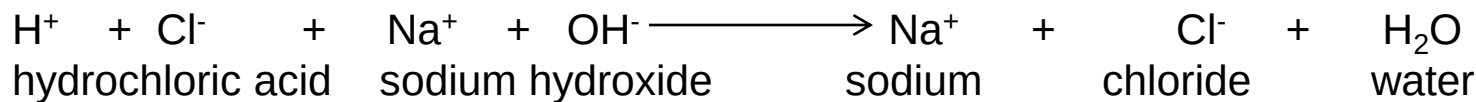
لنفترض محلولاً من حمض الهيدروكلوريك (HCl) تركيزه 0.5 مول/لتر. بما أننا نعلم أن مولاً واحداً من حمض الهيدروكلوريك يحتوي على مكافئ واحد من الحمض، فيمكننا حساب العيارية كما يلي:

$$\text{العيارية} = (1 \text{ N/M}) \times (0.5 \text{ M}) = 0.5 \text{ N}$$

بالنسبة لجميع الأحماض والقواعد التي لها قيمة مكافئة تساوي 1، ستكون عيارية المحلول مساوية لمولاريتها.

لكن ليس كل حمض أو قاعدة ستكون عياريته مساوية لمولاريتها. ماذا عن محلول هيدروكسيد الباريوم بتركيز 3 مولار؟ يُطلق هيدروكسيد الباريوم أيوني هيدروكسيد لكل جزيء من القاعدة، لذا فإن القيمة المكافئة هي 2. ونتيجة لذلك، نحسب العيارية كما يلي: العيارية = (3 مولار) $\times$ (2 عيارية/مولار) = 6 عيارية

Salts: Whenever an acid and a base are brought together, water is always a product. But a negative ion from the acid and a positive ion from the base are always left over



Sodium chloride dissolved in water is a solution of a salt.

A salt is made up of a positively charged ion called a cation and a negatively charged ion called an anion.

If the water were evaporated, the solid salt made up of cations and anions would remain as crystals. **A salt is a chemical compound made up of a cation (other than H^+) and an anion (other than OH^-)**

الأملاح: عند تفاعل حمض مع قاعدة، ينتج الماء دائماً. ولكن يتبقى دائماً أيون سالب من الحمض وأيون موجب من القاعدة.

كلوريد الصوديوم المذاب في الماء هو محلول ملحي.

يتكون الملح من أيون موجب الشحنة يُسمى كاتيون، وأيون سالب الشحنة يُسمى أنيون.

إذا تبخر الماء، سيبقى الملح الصلب المكون من الكاتيونات والأنيونات على شكل بلورات. **الملح مركب كيميائي يتكون من كاتيون (غير أيون الهيدروجين $+H$) وأنيون (غير أيون الهيدروكسيد $-OH$).**

Buffers: Solutions that resist changes in H^+ concentration.

A solution containing both acetic acid and sodium acetate is a good buffer.

The acetic acid in the solution is present as undissociated $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$.

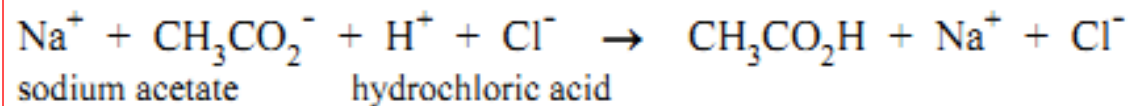
The H^+ , which is in solution, is there because a very small amount of the $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ has dissociated to H^+ and CH_3CO_2^- ions.

The sodium acetate is present as Na^+ ion and CH_3CO_2^- ion.

If some base, such as NaOH , is added, some of the acetic acid reacts.



This reaction changes some of the acetic acid to sodium acetate, but it does not change the hydrogen ion concentration much. If a small amount of hydrochloric acid is added to the buffer mixture of acetic acid and sodium acetate, some of the sodium acetate is changed to acetic acid.



The acetate ion acts like a sponge for H^+ and prevents the concentration of the added hydrogen ion from becoming too high.

المحاليل المنظمة: محاليل تقاوم تغيرات تركيز أيونات الهيدروجين (H^+).

يُعدّ المحلول الذي يحتوي على كلٍّ من حمض الخليك وأسيئات الصوديوم محلولًا منظمًا جيدًا.

يوجد حمض الخليك في المحلول على شكل CH_3CO_2H غير متأين.

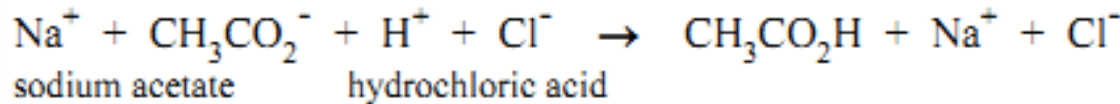
تتواجد أيونات الهيدروجين (H^+) في المحلول نتيجةً لتأين كمية ضئيلة جدًا من حمض الخليك (CH_3CO_2H) إلى أيونات الهيدروجين (H^+) وأيونات الأسيتات ($-CH_3CO_2$).

توجد أسيتات الصوديوم على شكل أيونات الصوديوم (Na^+) وأيونات الأسيتات ($CH_3CO_2^-$).

عند إضافة قاعدة، مثل هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$)، يتفاعل جزء من حمض الخليك.

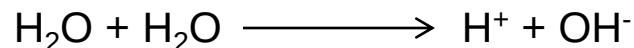


يُحوّل هذا التفاعل جزءًا من حمض الأسيتيك إلى أسيتات الصوديوم، لكنه لا يُغيّر تركيز أيونات الهيدروجين بشكل ملحوظ. عند إضافة كمية صغيرة من حمض الهيدروكلوريك إلى محلول منظم من حمض الأسيتيك وأسيئات الصوديوم، يتحوّل جزء من أسيتات الصوديوم إلى حمض الأسيتيك.



• يعمل أيون الأسيتات كإسفنجة لأيون الهيدروجين ويمنع تركيز أيون الهيدروجين المضاف من أن يصبح مرتفعًا جدًا.

- Water is an extremely weak electrolyte therefore there must be a few ions present



- all water solutions contain both H_3O^{+1} and OH^{-1}

- the concentration of H^+ and OH^- are equal

- $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$ at 25°C

$$\text{pH} = -\log \{\text{H}\}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-7}$$

- $K_w = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$ at 25°C

- K_w is called the ion product constant for water

- as $[\text{H}^+]$ increases, $[\text{OH}^-]$ decreases

- If the value of either $[\text{H}^+]$ or $[\text{OH}^-]$ is known, the value of the other can be calculated by substituting into the K_w expression. For example, in a solution of 0.100 M HCl in which $[\text{H}^+] = 0.100 \text{ M}$,

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1.00 \times 10^{-14}}{0.100} = 1.00 \times 10^{-13} \text{ M}$$

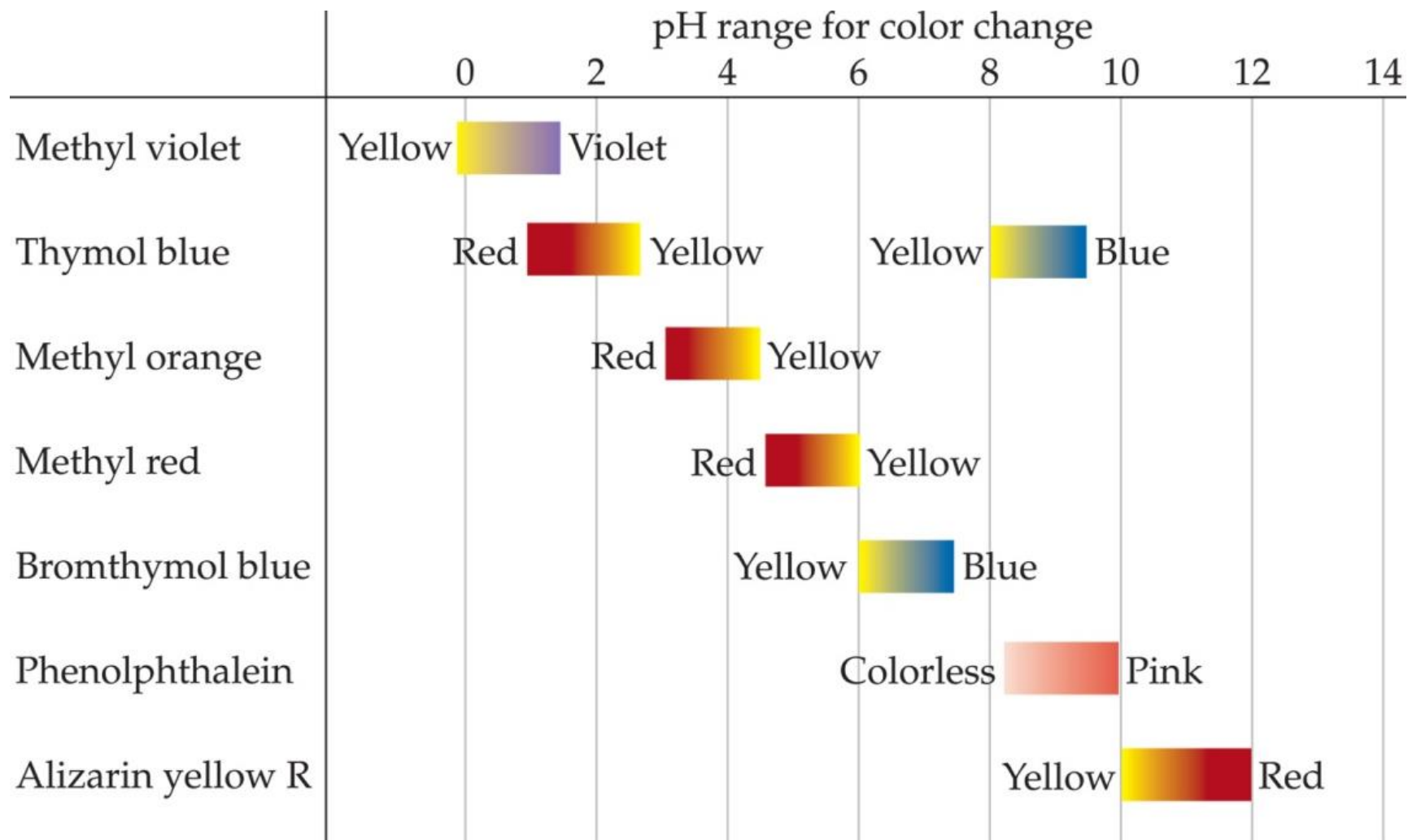
The acidity/basicity of a solution is often expressed as pH

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \quad \text{pH}_{\text{water}} = -\log[10^{-7}] = 7$$

Values of $[\text{H}^+]$ and Corresponding pH Values

$[\text{H}^+]$, mol/L	pH
1.00	0.00
0.100	1.00
1.00×10^{-3}	3.00
2.25×10^{-6} ($10^{-5.65}$)	5.65
1.00×10^{-7}	7.00
1.00×10^{-9}	9.00
5.17×10^{-9} ($10^{-8.29}$)	8.29
1.00×10^{-13}	13.00
1.00×10^{-14}	14.00
1.00×10^{-2}	2.00

How Do We Measure pH?



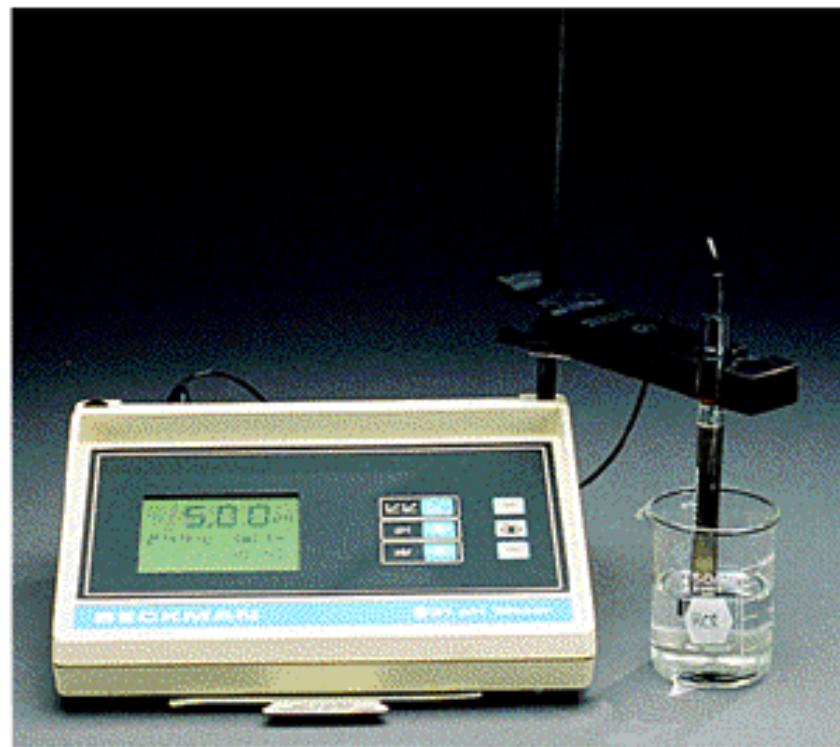
Litmus paper: "Red" paper turns blue above $\sim \text{pH} = 8$. Blue" paper turns red below $\sim \text{pH} = 5$

An indicator: Compound that changes color in solution.

Methods for Measuring the pH of an Aqueous Solution



(a) pH paper



(b) Electrodes of a pH meter

Dissociation Constants

Acid-Base Equilibria

There are several major kinds of equilibria in aqueous solution. The one under consideration here is acid–base equilibrium as exemplified by the ionization of acetic acid, HAc,

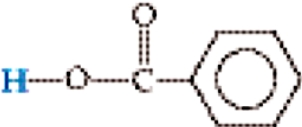
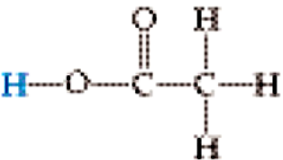
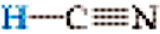
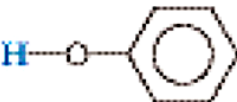
توجد عدة أنواع رئيسية من الاتزان في المحاليل المائية. الاتزان الذي نتناوله هنا هو اتزان الحمض والقاعدة، كما يتضح من تأين حمض الأسيتيك (HAc).

$\text{HAc} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ac}^-$ for which the acid dissociation constant is

$$\frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} = K = 1.75 \times 10^{-5} \quad (\text{at } 25^\circ\text{C})$$

Dissociation Constants

The greater the value of K_a , the stronger the acid.

Acid	Structural Formula	Conjugate Base	Equilibrium Reaction	K_a
Hydrofluoric (HF)		F^-	$HF(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + F^-(aq)$	6.8×10^{-4}
Nitrous (HNO_2)		NO_2^-	$HNO_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + NO_2^-(aq)$	4.5×10^{-4}
Benzoic ($HC_7H_5O_2$)		$C_7H_5O_2^-$	$HC_7H_5O_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + C_7H_5O_2^-(aq)$	6.3×10^{-5}
Acetic ($HC_2H_3O_2$)		$C_2H_3O_2^-$	$HC_2H_3O_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + C_2H_3O_2^-(aq)$	1.8×10^{-5}
Hypochlorous (HClO)		ClO^-	$HClO(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + ClO^-(aq)$	3.0×10^{-8}
Hydrocyanic (HCN)		CN^-	$HCN(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + CN^-(aq)$	4.9×10^{-10}
Phenol (HC_6H_5O)		$C_6H_5O^-$	$HC_6H_5O(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + C_6H_5O^-(aq)$	1.3×10^{-10}

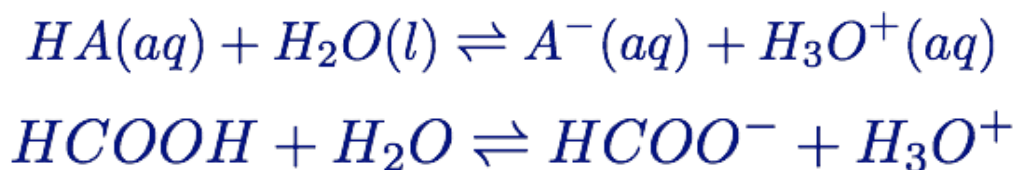
*The proton that ionizes is shown in blue.

Calculating K_a from the pH

Example: The pH of a 0.10 M solution of formic acid, HCOOH , at 25°C is 2.38. Calculate K_a for formic acid at this temperature.

Solution:

We know that



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$-2.38 = \log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$10^{-2.38} = 10^{\log [\text{H}_3\text{O}^+]} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$4.2 \times 10^{-3} = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCOO}^-]$$

	$[\text{HCOOH}], \text{M}$	$[\text{H}_3\text{O}^+], \text{M}$	$[\text{HCOO}^-], \text{M}$
Initially	0.10	0	0
Change	-4.2×10^{-3}	$+4.2 \times 10^{-3}$	$+4.2 \times 10^{-3}$
At Equilibrium	$0.10 - 4.2 \times 10^{-3}$ $= 0.0958 \approx 0.10$	4.2×10^{-3}	4.2×10^{-3}

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

Calculating Percent Ionization



$$\text{Percent ionization} = \frac{\text{amount ionized}}{\text{total in solution}} \times 100$$

$$\text{Percent ionization} = \frac{[A^-]}{[HA] + [A^-]} \times 100$$

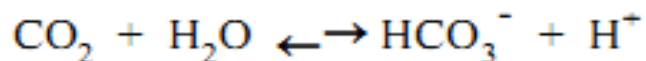
In the example:

$$[A^-]_{\text{eq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 4.2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[A^-]_{\text{eq}} + [\text{HCOOH}]_{\text{eq}} = [\text{HCOOH}]_{\text{initial}} = 0.10 \text{ M}$$

$$\text{Percent Ionization} = \frac{4.2 \times 10^{-3}}{0.10} \times 100 = 4.2\%$$

Example of an acid–base equilibrium problem, consider water in equilibrium with atmospheric carbon dioxide. The value of $[\text{CO}_2(\text{aq})]$ in water at 25°C in equilibrium with air that is 350 parts per million CO_2 (close to the concentration of this gas in the atmosphere) is 1.146×10^{-5} moles/liter (M). The carbon dioxide dissociates partially in water to produce equal concentrations of H^+ and HCO_3^-



so that:

$$[\text{H}^+] = [\text{HCO}_3^-]$$

The concentrations of H^+ and HCO_3^- are calculated from K_{a1} :

$$K_{a1} = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]} = \frac{[\text{H}^+]^2}{1.146 \times 10^{-5}} = 4.45 \times 10^{-7}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_{a1}[\text{CO}_2]}{[\text{HCO}_3^-]} = \frac{[\text{H}^+]^2}{1.146 \times 10^{-5}} = 4.45 \times 10^{-7}$$

Since $[\text{H}^+] = [\text{HCO}_3^-]$, this relationship simplifies to

$$[\text{H}^+] = [\text{HCO}_3^-] = (1.146 \times 10^{-5} \times 4.45 \times 10^{-7})^{1/2} = 2.25 \times 10^{-6}$$

pH = 5.65 This calculation explains why pure water that has equilibrated with the unpolluted atmosphere is slightly acidic, with a pH somewhat less than 7

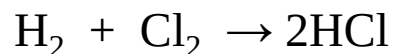
PREPARATION OF ACIDS

Important **Acids** Produced when **Nonmetal Oxides** React with Water

Oxide reacted	Acid formula	Acid Name
SO_3	H_2SO_4	Sulfuric
SO_2	H_2SO_3	Sulfurous
N_2O_5	HNO_3	Nitric
N_2O_3	HNO_2	Nitrous
P_4O_{10}	H_3PO_4	Phosphoric

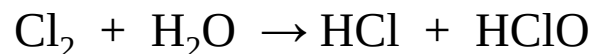
Acid rain resulting from the introduction of sulfuric, nitric, and hydrochloric acids into the atmosphere by the burning of fossil fuels damages buildings, statues, crops, and electrical equipment in some areas of the world.

A simple way to make an acid is to react hydrogen with a nonmetal that forms a compound with hydrogen that will form H^+ ion in water. Hydrochloric acid can be made by reacting hydrogen and chlorine



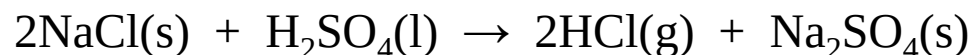
and adding the hydrogen chloride product to water. Other acids that consist of hydrogen combined with a nonmetal are HF, HBr, HI, and H_2S .

Sometimes a nonmetal reacts directly with water to produce acids. The best example of this is the reaction of chlorine with water



to produce hydrochloric acid and hypochlorous acid

Volatile acids—those that evaporate easily—can be made from salts and nonvolatile acids. The most common nonvolatile acid so used is sulfuric acid, H_2SO_4 . When solid NaCl is heated in contact with concentrated sulfuric acid,

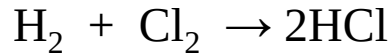


HCl gas is given off. This gas can be collected in water to make hydrochloric acid. Similarly when calcium sulfite is heated with sulfuric acid,



sulfur dioxide is given off as a gas. It can be collected in water to produce sulfurous acid, H_2SO_3 .

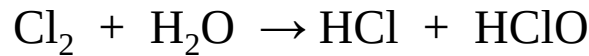
إحدى الطرق البسيطة لتحضير حمض هي تفاعل الهيدروجين مع لا فلز لتكوين مركب ينتج عنه أيون الهيدروجين (H+) في الماء. يمكن تحضير حمض الهيدروكلوريك بتفاعل الهيدروجين مع الكلور:



ثم إضافة كلوريد الهيدروجين الناتج إلى الماء. من الأحماض الأخرى التي تتكون من الهيدروجين المرتبط بلا فلز:

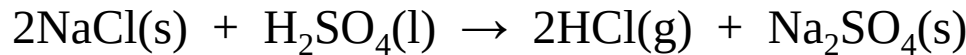


أحيانًا يتفاعل اللافلز مباشرةً مع الماء لإنتاج أحماض. أفضل مثال على ذلك هو تفاعل الكلور مع الماء:



لإنتاج حمض الهيدروكلوريك وحمض الهيبوكلوروز.

يمكن تحضير الأحماض المتطايرة - وهي الأحماض التي تتبخر بسهولة - من الأملاح والأحماض غير المتطايرة. يُعد حمض الكبريتيك (H₂SO₄) أكثر الأحماض غير المتطايرة شيوعًا في هذا السياق. عند تسخين كلوريد الصوديوم الصلب (NaCl) مع حمض الكبريتيك المركز، ينطلق التفاعل التالي:



ينطلق غاز كلوريد الهيدروجين (HCl). يمكن جمع هذا الغاز في الماء لتحضير حمض الهيدروكلوريك. وبالمثل، عند تسخين كبريتيت الكالسيوم مع حمض الكبريتيك، ينطلق التفاعل التالي:



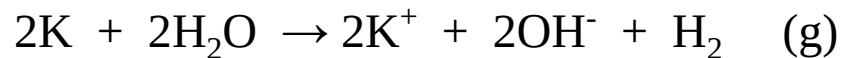
ينطلق غاز ثاني أكسيد الكبريت. يمكن جمعه في الماء لتحضير حمض الكبريتوز (H₂SO₃).

PREPARATION OF BASE

Important Bases Produced when Metal Oxides React with Water

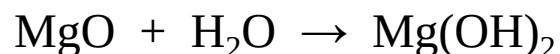
Oxide reacted	Base formula	Base Name
Li_2O	LiOH	Lithium hydroxide
Na_2O	NaOH	Sodium hydroxide
K_2O	KOH	Potassium hydroxide
MgO	Mg(OH)_2	Magnesium hydroxide
CaO	Ca(OH)_2	Calcium hydroxide

Bases can be prepared in several ways. Many bases contain metals and some metals react directly with water to produce a solution of base. Lithium, sodium, and potassium react very vigorously with water to produce their hydroxides:

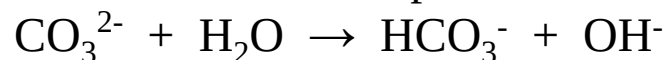


potassium hydroxide (strong base)

Many metal oxides form bases when they are dissolved in water



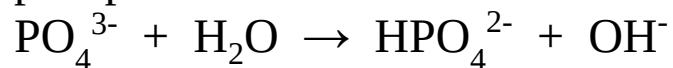
Many salts that do not themselves contain hydroxide ion act as bases by reacting with water to produce OH^- . Sodium carbonate, Na_2CO_3 , is the most widely used of these salts. When sodium carbonate is placed in water, the carbonate ion reacts with water



to form a hydroxide ion and a bicarbonate ion (HCO_3^-). Commercial grade sodium carbonate, soda ash, is used very widely for neutralizing acid in water treatment and other applications. It is used in phosphate-free detergents.

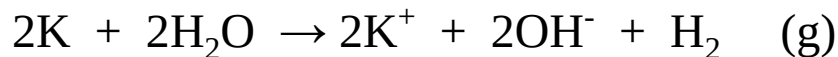
It is a much easier base to handle and use than sodium hydroxide.

Trisodium phosphate, Na_3PO_4 , is an even stronger base than sodium carbonate. The phosphate ion reacts with water



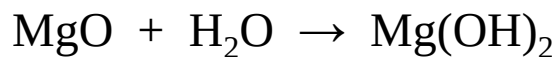
to yield a high concentration of hydroxide ions. This kind of reaction with water is called a hydrolysis reaction.

• يمكن تحضير القواعد بعدة طرق. تحتوي العديد من القواعد على فلزات، وتتفاعل بعض الفلزات مباشرةً مع الماء لإنتاج محلول قاعدي. يتفاعل الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم بشدة مع الماء لإنتاج هيدروكسيداتهما:

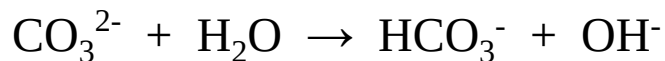


• هيدروكسيد البوتاسيوم (قاعدة قوية)

• تُكوّن العديد من أكاسيد الفلزات قواعد عند إذابتها في الماء



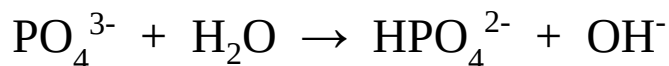
تتفاعل العديد من الأملاح التي لا تحتوي على أيون الهيدروكسيد كقواعد عند تفاعلها مع الماء لإنتاج أيون الهيدروكسيد (OH^-). يُعدّ كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) أكثر هذه الأملاح استخدامًا. عند وضع كربونات الصوديوم في الماء، يتفاعل أيون الكربونات مع الماء:



مكونًا أيون الهيدروكسيد وأيون البيكربونات (HCO_3^-). يُستخدم كربونات الصوديوم التجاري، المعروف أيضًا باسم رماد الصودا، على نطاق واسع لمعادلة الأحماض في معالجة المياه وتطبيقات أخرى، كما يُستخدم في المنظفات الخالية من الفوسفات.

ويُعتبر كربونات الصوديوم قاعدة أسهل بكثير في التعامل والاستخدام من هيدروكسيد الصوديوم.

فوسفات ثلاثي الصوديوم، Na_3PO_4 ، قاعدة أقوى من كربونات الصوديوم. يتفاعل أيون الفوسفات مع الماء:



مُنتجًا تركيزًا عاليًا من أيونات الهيدروكسيد. يُسمى هذا النوع من التفاعل مع الماء تفاعل التحلل المائي.

PREPARATION OF SALTS

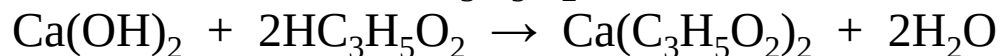
Many salts are important industrial chemicals. Others are used in food preparation or medicine. A huge quantity of Na_2CO_3 is used each year, largely to treat water and to neutralize acid.

Over 1.5 million tons of Na_2SO_4 are used in applications such as inert filler in powdered detergents. Approximately 30,000 tons of sodium thiosulfate, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, are used each year in developing photographic film and in other applications. Canadian mines produce more than 10 million tons of KCl

Many kinds of salts can be obtained by evaporating water from a few salt-rich inland sea waters

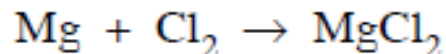
One way of making salts already discussed in this chapter is to react an acid and a base to produce a salt and water

Calcium propionate, which is used to preserve bread is made by reacting calcium hydroxide and propionic acid, $\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_2$



calcium propionate

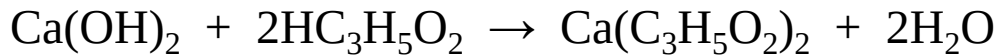
In some cases, a metal and a nonmetal will react directly to make a salt. If a strip of magnesium burns in an atmosphere of chlorine gas,



تحضير الأملاح

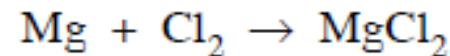
- تُعدّ العديد من الأملاح مواد كيميائية صناعية هامة، بينما تُستخدم أملاح أخرى في تحضير الطعام أو الأدوية. ويُستخدم كمّ هائل من كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) سنويًا، لا سيما في معالجة المياه ومعادلة الأحماض.
- ويُستخدم أكثر من 1.5 مليون طن من كبريتات الصوديوم (Na_2SO_4) في تطبيقات مثل الحشو الخامل في مساحيق التنظيف. كما يُستخدم ما يقارب 30,000 طن من ثيوكبريتات الصوديوم ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) سنويًا في تبيض أفلام التصوير الفوتوغرافي وفي تطبيقات أخرى. وتُنتج المناجم الكندية أكثر من 10 ملايين طن من كلوريد البوتاسيوم (KCl) .

يمكن الحصول على أنواع عديدة من الأملاح عن طريق تبخير الماء من بعض مياه البحار الداخلية الغنية بالملح. إحدى طرق تحضير الأملاح، التي سبق ذكرها في هذا الفصل، هي تفاعل حمض مع قاعدة لإنتاج ملح وماء. يُصنع بروبيونات الكالسيوم، المستخدم في حفظ الخبز، من تفاعل هيدروكسيد الكالسيوم مع حمض البروبيونيك ($\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_2$).



بروبيونات الكالسيوم.

في بعض الحالات، يتفاعل فلز مع لا فلز مباشرةً لتكوين ملح. على سبيل المثال، إذا احترق شريط من المغنيسيوم في جو من غاز الكلور،

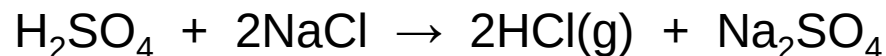




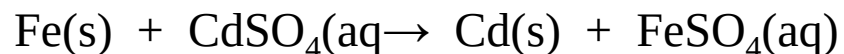
In cases where a metal forms an insoluble hydroxide, addition of a base to a salt of that metal can result in the formation of a new salt. If potassium hydroxide is added to a solution of magnesium sulfate



If the anion in a salt can form a volatile acid, a new salt can be formed by adding a nonvolatile acid, heating to drive off the volatile product, and collecting the volatile acid in water. If nonvolatile sulfuric acid is heated with NaCl HCl gas is given off and sodium sulfate remains behind

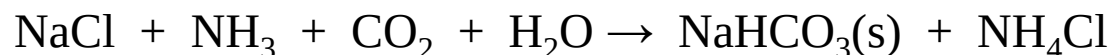


Some metals will displace other metals from a salt. Advantage is taken of this for the removal of toxic heavy metals from water solutions of the metals' salts by reaction with a more active metal, a process called cementation. For example, metallic iron can be reacted with wastewater containing dissolved toxic cadmium sulfate,

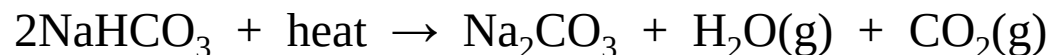


to isolate solid cadmium metal and leave solid cadmium metal and a new salt, iron (II) sulfate.

Finally, there are many special commercial processes for making specific salts. One such example is the widely used Solvay Process for making sodium bicarbonate and sodium carbonate. In this process, a sodium chloride solution is saturated with ammonia gas, then saturated with carbon dioxide and finally cooled. The reaction that occurs is



and sodium bicarbonate (baking soda) precipitates from the cooled solution. When the sodium bicarbonate is heated, it is converted to sodium carbonate



Environmental Applications: Acid Rain

Pollution in the air (sulfur dioxide, carbon dioxide, nitrogen dioxide) combines with water to form various acids.



· Rapid changes in pH can kill fish and other organisms in lakes and streams. Soil pH is affected and can kill plants and create sinkholes



Homework No. 3

1. Give the pH values corresponding to each of the following values of $[H^+]$:

(a) 1.00×10^{-4} mol/L, (b) 1.00×10^{-8} mol/L, (c) 5.63×10^{-9} mol/L, (d) 3.67×10^{-6} mol/L.

2. In a 1 molar solution of acetic acid (containing 1 mol of acetic acid per liter of solution) only about 0.5% of the acid is ionized to produce an acetate ion and a hydrogen ion. Calculate the number of moles of H^+ in a liter of such a solution.

3. Calculate the pH of a 0.30 M solution of acetic acid, $C_2H_3O_2H$, at $25^\circ C$. K_a for acetic acid at $25^\circ C$ is 1.8×10^{-5} . $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$