

# Acid-Base Theories

## Acid-Base Theories



## Acid-Base Theories

- We will look at several (not all) concepts of acid-base theory including:

- The Arrhenius concept
- The Bronsted Lowry concept
- The Lewis concept

سننظر في عدة (وليس جميع) مفاهيم نظرية الحمض-القاعدة بما في ذلك:

- مفهوم أرهينيوس

- مفهوم برونستد-لوري

- مفهوم لويس

## Arrhenius Theory

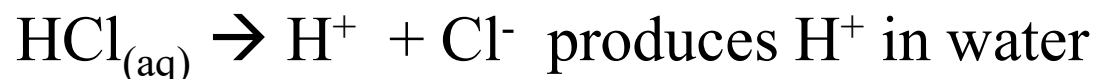
Svante Arrhenius (1857-1927)

اختاري اجمع وخطا  
→

**Acid: Substance that produces  $H^+$  in water.**

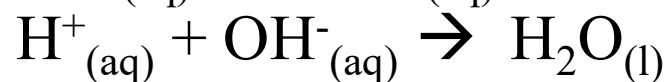
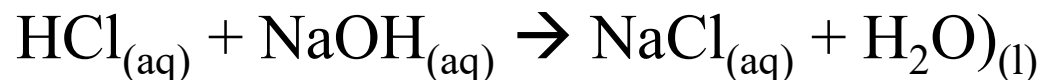
**Base: Substance that produces  $OH^-$  in water.**

ينتج عنه



Arrhenius acid and base neutralize each other to produce salt and water:

حمض وقاعدة أرهينيوس يتعادلان مع بعضهما البعض لإنتاج الملح والماء:



- The Arrhenius concept is limited in that it looks at acids and bases in aqueous solutions only involving  $H^+$  and  $OH^-$ . There are many substances with acid/base properties that do not involve these and cannot be classified by this theory.

• مفهوم أرهينيوس محدود لأنه ينظر إلى الأحماض والقواعد في المحاليل المائية التي تشمل فقط  $H^+$  و  $OH^-$  هناك العديد من المواد ذات الخصائص الحمضية/القاعدية التي لا تتضمن هذه ولا يمكن تصنيفها وفقاً لهذه النظرية.

# Acid/Base definitions

- Definition 1: Arrhenius (traditional)

التعريف 1: أرهينيوس (التقليدي)  
الأحماض - تنتج أيونات  $H^+$  (أو أيونات الهيدرونيوم  $H_3O^+$ )

Acids – produce  $H^+$  ions (or hydronium ions  $H_3O^+$ )

Bases – produce  $OH^-$  ions

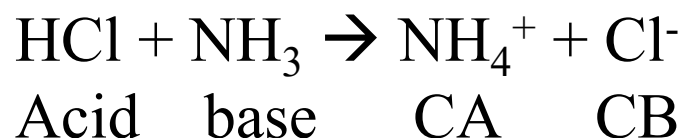
(problem: some bases don't have hydroxide ions!)

## Bronsted/Lowry Theory

Johannes Bronsted (1879-1947) Thomas Lowry (1874-1936)

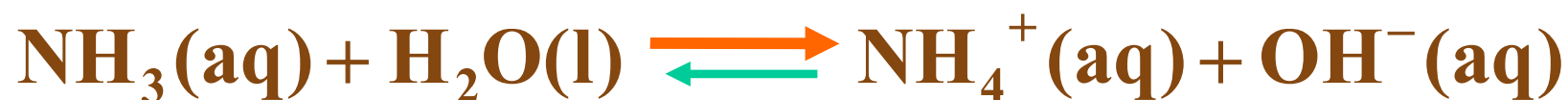
**Acid:** Substance that can donate proton ( $H^+$ ).

**Base:** Substance that can accept proton (must contain lone pair of electrons).



نظرية برونستد/لوري  
يوهانس برونستيد (1879-1947) توماس لوري (1874-1936)  
حمض: مادة يمكنها التبرع بالبروتون ( $H^+$ ).  
قاعدة: مادة يمكنها قبول البروتون (يجب أن تحتوي على زوج منفرد من الإلكترونات).

- What is it by Bronsted-Lowry?



base

acid

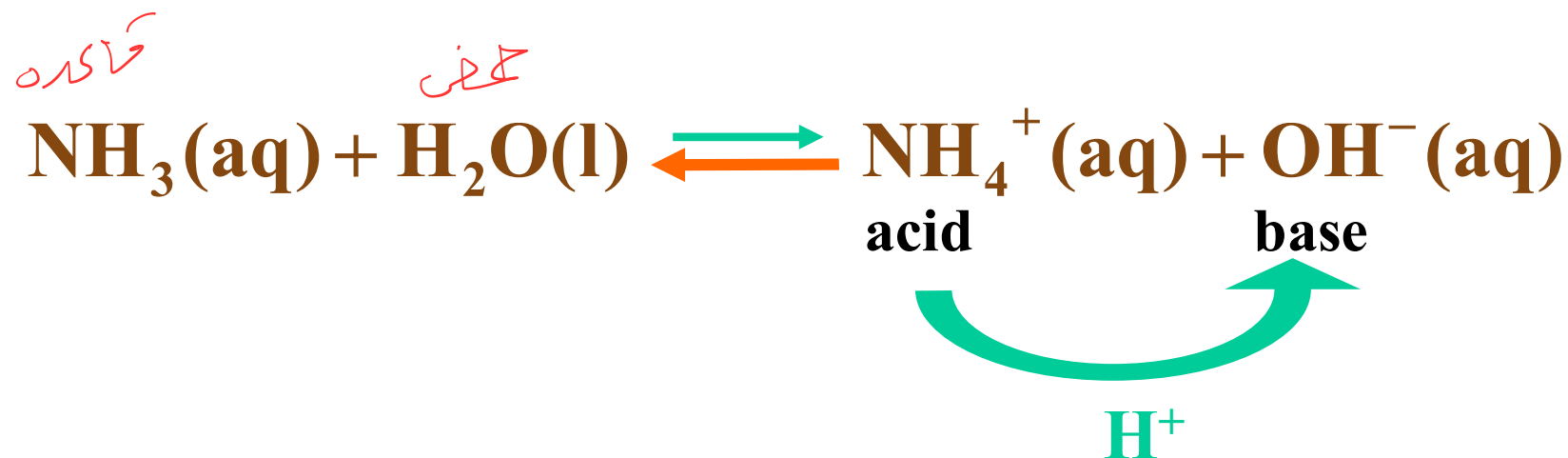


$\text{H}^+$

تفاعل عكسي

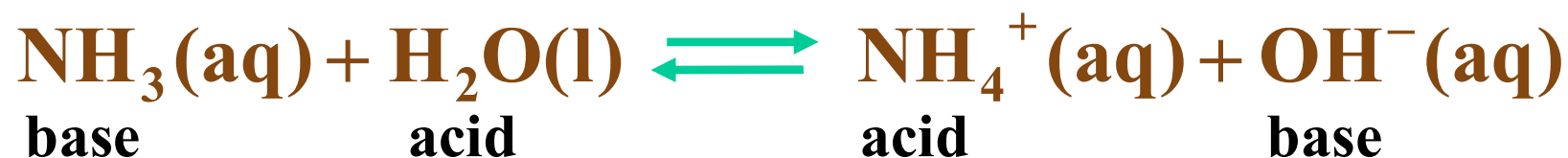
- In the **forward reaction**,  $\text{NH}_3$  accepts a proton from  $\text{H}_2\text{O}$ . Thus,  $\text{NH}_3$  is a base and  $\text{H}_2\text{O}$  is an acid. Same conclusion without looking at  $\text{OH}^-$

في التفاعل الأمامي، يقبل  $\text{NH}$  بروتوناً من  $\text{H}_2\text{O}$ . وهكذا،  $\text{NH}$  هو قاعدة و  $\text{HO}$  هو حمض. نفس الاستنتاج دون النظر إلى  $\text{OH}^-$ .



- Since this is a **reversible reaction**, there is also acid/base components on the reverse rxn. NH<sub>4</sub><sup>+</sup> donates a proton to OH<sup>-</sup>. The NH<sub>4</sub><sup>+</sup> ion is the acid and OH<sup>-</sup> is the base.

- بما أن هذه تفاعل عكسي، هناك أيضًا مكونات حمض/قاعدة في التفاعل العكسي.  
 هو القاعدة OH<sup>-</sup> هو الحمض و NH<sub>4</sub><sup>+</sup> أيون OH<sup>-</sup> يتبرع بروتون إلى NH<sub>4</sub><sup>+</sup>.



- The species  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$  and  $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$  are conjugate acid-base pair.

- A **conjugate acid-base pair** consists of two species in an acid-base reaction, one acid and one base, that **differ by the loss or gain of one proton**.

لأنها لا تفقد ولا تكتسب  
بصيرة للمفرد

الأنواع  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$  و  $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$  هي أزواج حمض-قاعدة مترافقة.  
زوج الحمض-القاعدة المترافق يتكون من نوعين في تفاعل الحمض-القاعدة، أحدهما حمض والآخر قاعدة، يختلفان بفقد أو اكتساب بروتون واحد.



- $\text{NH}_4^+$  is the conjugate acid of  $\text{NH}_3$  and  $\text{NH}_3$  is the conjugate base of  $\text{NH}_4^+$  ( $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ ).  $\text{H}_2\text{O}$  is the conjugate acid of  $\text{OH}^-$  and  $\text{OH}^-$  is the conjugate base of  $\text{H}_2\text{O}$  ( $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$ ).
- The Brønsted-Lowry concept defines a species as an acid or a base according to its function in the proton-transfer reaction.

$\text{NH}_4^+$  هو القاعدة المرافقة لـ  $\text{NH}_3$  و  $\text{NH}_3$  هو الحمض المرافق لـ  $\text{NH}_4^+$ .  $\text{H}_2\text{O}$  هو القاعدة المرافقة لـ  $\text{OH}^-$  و  $\text{OH}^-$  هو الحمض المرافق لـ  $\text{H}_2\text{O}$ .  
 - مفهوم برونستيد-لوري يعرف الأنواع كحمض أو قاعدة وفقاً لوظيفتها في تفاعل نقل البروتون.

مختصر للدرس  
كلها  
Acids may be cations, neutral molecules, or anions, while bases may be anions or neutral molecules. Just as a reduction must always accompany an oxidation, a proton donor (acid) must accompany a proton acceptor (base). Once an acid transfers its proton it becomes the conjugate base (CB) and once a base accepts the proton it becomes the conjugate acid (CA). Since protons are always transferred in the Arrhenius concept, **all Arrhenius acid/base reactions are also Bronsted-Lowry acid/base reactions.** But if water is not involved ( $\text{HCl}$  &  $\text{NH}_3$ ), the reaction can be explained by Bronsted/Lowry concept and not Arrhenius.

مفهوم برونستد

إذا لم يشارك الماء في التفاعل

# Acid/Base Definitions

- Definition 2: Brønsted – Lowry

Acids – proton donor

الأحماض - مانحة البروتون  
القواعد - مستقبلة البروتون  
البروتون هو في الحقيقة مجرد ذرة هيدروجين فقدت إلكترونها.

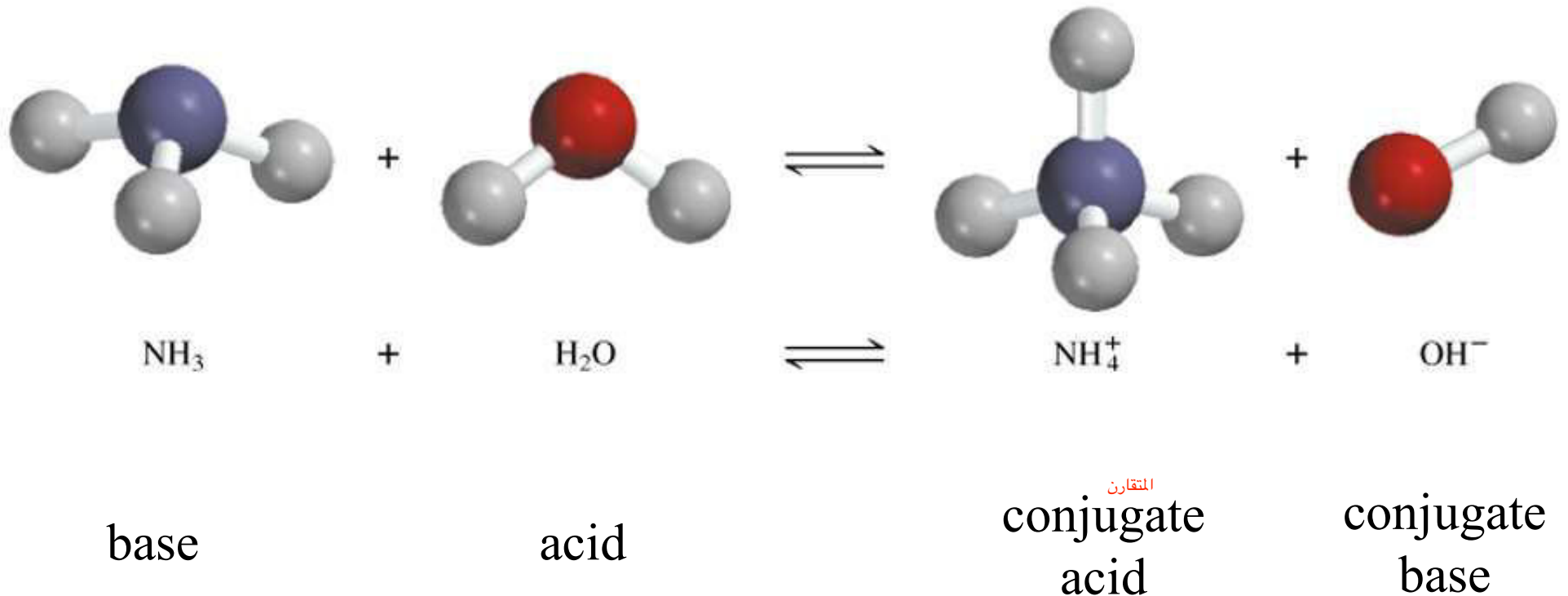
Bases – proton acceptor

A “proton” is really just a hydrogen atom that has lost its electron!

A Brønsted-Lowry acid is a proton donor

A Brønsted-Lowry base is a proton acceptor

حمض برونستيد-لوري هو مانح للبروتون  
قاعدة برونستيد-لوري هي مستقبل للبروتون



# Lewis Theory

Gilbert Lewis (1875-1946)

فإنه لا بد من  
وجود زوج إلكتروني

**Acid:** Substance that can accept a pair of electrons from another atom to form a new bond.

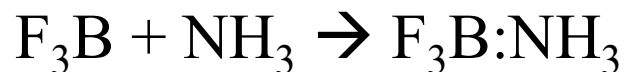
حمض: مادة يمكنها قبول زوج من الإلكترونات من ذرة أخرى لتكوين

**Base:** Substance that can donate a pair of electrons to another atom to form a new bond.

قاعدة: مادة يمكنها التبرع بزوج من الإلكترونات لذرة أخرى لتكوين رابطة جديدة.

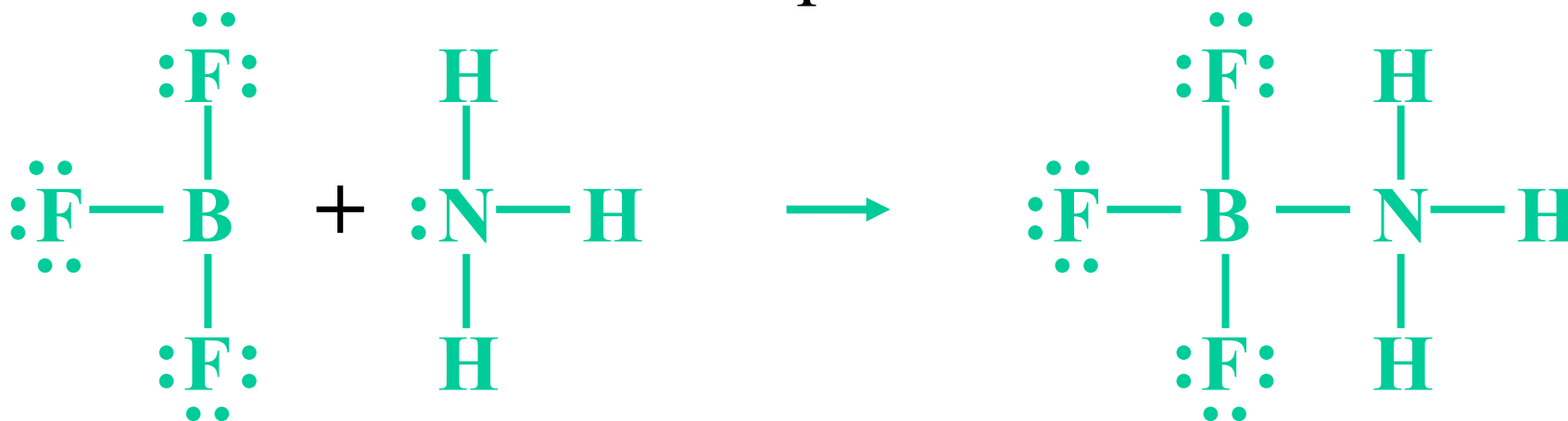
The proton itself can act as Lewis acid. Lewis expands acid/base reactions to include many substances without H in formula.

البروتون نفسه يمكن أن يعمل كحمض لويس. لويس يوسع تفاعلات الحمض/القاعدة لتشمل العديد من المواد بدون H في الصيغة.



- The reaction of boron trifluoride with ammonia is an example.

• تفاعل ثلاثي فلوريد البورون مع الأمونيا هو مثال.



- Boron trifluoride accepts the electron pair, so it is a **Lewis acid**. Ammonia makes available the electron pair, so it is the **Lewis base**.

ثلاثي فلوريد البورون يقبل زوج الإلكترونات، لذا فهو حمض لويس. الأمونيا توفر زوج الإلكترونات، لذا فهي قاعدة لويس.

# Acids & Base Definitions

---

## Definition 3 – Lewis

Lewis acid - a substance  
كسيفيل that accepts an electron  
pair

حمض لويس - مادة تقبل زوجًا من الإلكترونات  
قاعدة لويس - مادة تتبرع بزوج من الإلكترونات

حايده  
تصنع Lewis base - a substance  
that donates an electron  
pair

\_\_\_\_\_

تكوين أيون الهيدرونيوم هو أيضًا مثال ممتاز.



- زوج الإلكترون من الرابطة الجديدة O-H ينشأ على القاعدة لويس.

جسول  
اختصار للقواعد  
والعلماء

**TABLE 6-1**  
**Comparison of Acid-Base Definitions**

| <i>Description</i> | <i>Date</i> | <i>Definitions</i>                    |                                   | <i>Examples</i>               |                               |
|--------------------|-------------|---------------------------------------|-----------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|
|                    |             | <i>Acid</i>                           | <i>Base</i>                       | <i>Acid</i>                   | <i>Base</i>                   |
| Lavoisier          | ~1776       | Oxide of N, P, S                      | Reacts with acid                  | SO <sub>3</sub>               | NaOH                          |
| Liebig             | 1838        | H replaceable by metal                | Reacts with acid                  | HNO <sub>3</sub>              | NaOH                          |
| Arrhenius          | 1894        | Forms hydronium ion                   | Forms hydroxide ion               | H <sup>+</sup>                | OH <sup>-</sup>               |
| Brønsted-Lowry     | 1923        | Hydrogen ion donor                    | Hydrogen ion acceptor             | H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> | H <sub>2</sub> O              |
|                    |             |                                       |                                   | H <sub>2</sub> O              | OH <sup>-</sup>               |
| Lewis              | 1923        | Electron pair acceptor                | Electron pair donor               | NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>  | NH <sub>3</sub>               |
|                    |             |                                       |                                   | Ag <sup>+</sup>               | NH <sub>3</sub>               |
| Ingold-Robinson    | 1932        | Electrophile (electron pair acceptor) | Nucleophile (electron pair donor) | BF <sub>3</sub>               | NH <sub>3</sub>               |
| Lux-Flood          | 1939        | Oxide ion acceptor                    | Oxide ion donor                   | SiO <sub>2</sub>              | CaO                           |
| Usanovich          | 1939        | Electron acceptor                     | Electron donor                    | Cl <sub>2</sub>               | Na                            |
| Solvent system     | 1950s       | Solvent cation                        | Solvent anion                     | BrF <sub>2</sub> <sup>+</sup> | BrF <sub>4</sub> <sup>-</sup> |
| Frontier orbitals  | 1960s       | LUMO of acceptor                      | HOMO of donor                     | BF <sub>3</sub>               | NH <sub>3</sub>               |

حتى نقول ان الساده محضين ؟

# What is an acid?

An acid is a solution that has an excess of  $H^+$  ions.

The more  $H^+$  ions, the more acidic the solution .

الحمض هو محلول يحتوي على فائض من أيونات  $H^+$ .  
كلما زادت أيونات  $H^+$ ، زادت حموضة المحلول.

مع وضفا او اضاري

مُضَادٌّ لِلْحَمَاضِ

# Properties of an Acid

- Tastes Sour
- Conduct Electricity
- Corrosive, which means they break down certain substances. Many acids can corrode fabric, skin, and paper
- Some acids react strongly with metals
- Turns blue litmus paper red

طعم حامض

يوصل الكهرباء

مُسَبِّبٌ لِلتَّآكُلِ، مما يعني أنها تقوم بتفكيك بعض المواد. العديد من الأحماض يمكن أن تتآكل الأقمشة والجلد والورق.

بعض الأحماض تتفاعل بشدة مع المعادن

يحول ورق عباد الشمس الأزرق إلى الأحمر

# What is a base?

- A base is a solution that has an excess of OH<sup>-</sup> ions.
- Another word for base is alkali.
- Bases are substances that can accept hydrogen ions

• القاعدة هي محلول يحتوي على فائض من أيونات OH<sup>-</sup>.  
• كلمة أخرى للقاعدة هي القلوي.  
• القواعد هي مواد يمكنها قبول أيونات الهيدروجين

# Some Properties of Bases

- Produce  $\text{OH}^-$  ions in water
- Taste bitter, chalky
- Are electrolytes
- Feel soapy, slippery
- React with acids to form salts and water
- pH greater than 7
- Turns red litmus paper to blue      “Basic Blue”
- Corrosive
- Do not react with metals.

إنتاج أيونات  $\text{OH}^-$  في الماء  
طعمها مر، طباشيري  
هي إلكتروليات  
تشعر بالصابون، زلقة  
تتفاعل مع الأحماض لتكوين الأملاح والماء  
أكبر من pH 7  
يحول ورقة عباد الشمس الحمراء إلى الأزرق "الأزرق القاعدي"  
مُخَرَّب  
لا تتفاعل مع المعادن.

# Some Common Bases

NaOH          sodium hydroxide

KOH   potassium hydroxide

Ba(OH)<sub>2</sub>      barium hydroxide

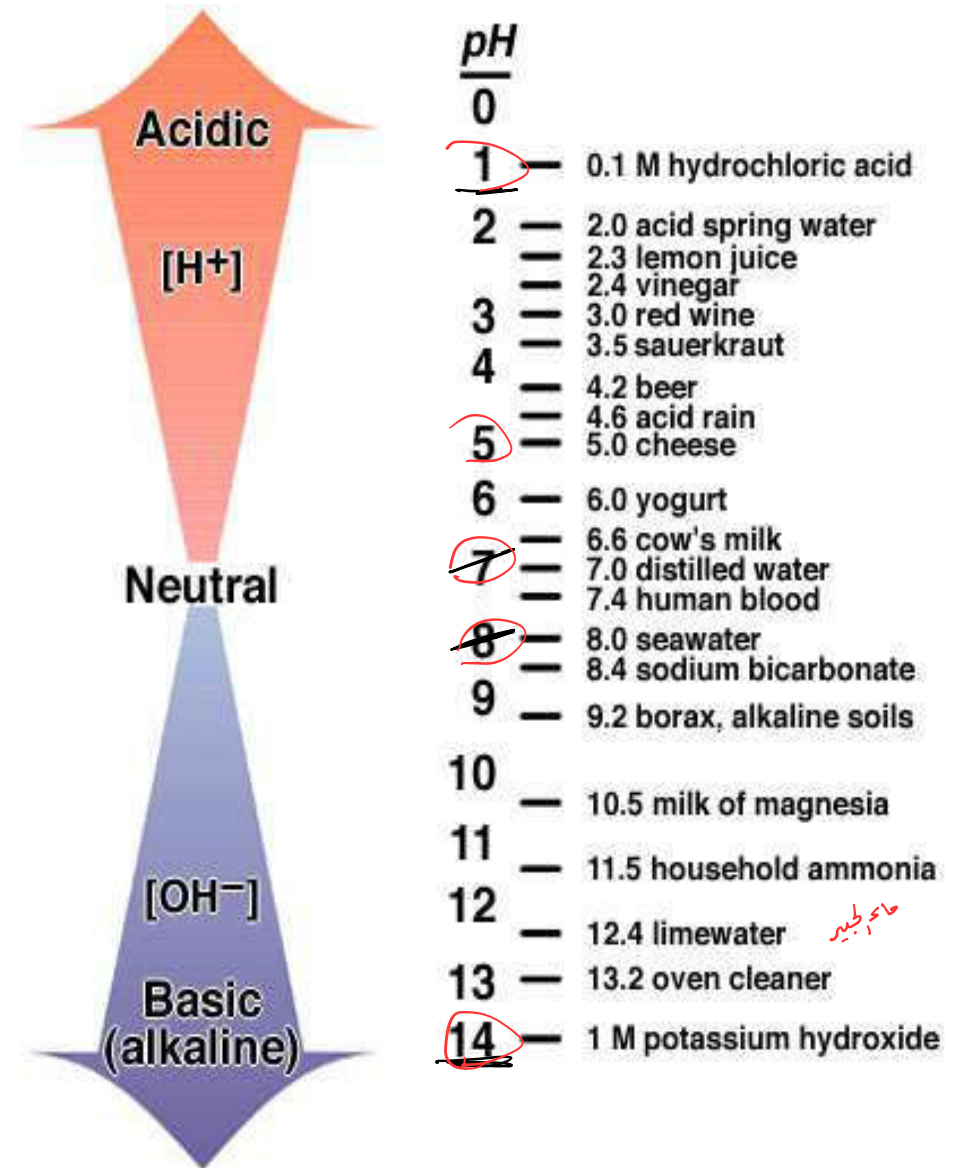
Mg(OH)<sub>2</sub>      magnesium hydroxide

Al(OH)<sub>3</sub>      aluminum hydroxide

# What is the pH scale?

- The pH scale measures how acidic or basic a solution is.

• مقياس الرقم الهيدروجيني يقيس مدى حموضة أو قلوية المحلول.



# The pH scale

• مقياس درجة الحموضة هو تركيز أيونات الهيدروجين في مادة معينة.

- The pH scale is the concentration of hydrogen ions in a given substance.

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

# Identifying Acids and Bases

- Acids have a pH from 0-7
- Lower pH value indicates a stronger acid.
- Bases have a pH from 7-14
- Higher pH value indicates a stronger base.

قيمة درجة الحموضة المنخفضة تشير إلى حمض أقوى.

درجة حموضة أعلى تشير إلى قاعدة أقوى.

NaOH قائمہ صوبہ ۱۶

- What happens when the pH of a substance is 7?
- Ans: A pH level of 7 indicates a Neutral Substance i.e: Water!

- What is the range of an ACID on the pH scale?

Ans: 0-7

ما هو نطاق الحمض على مقياس الرقم الهيدروجيني؟

- What is the range of a BASE and what is another name for a BASE?

ما هو نطاق القاعدة وما هو الاسم الآخر للقاعدة؟  
الإجابة: 7-14، قلوي

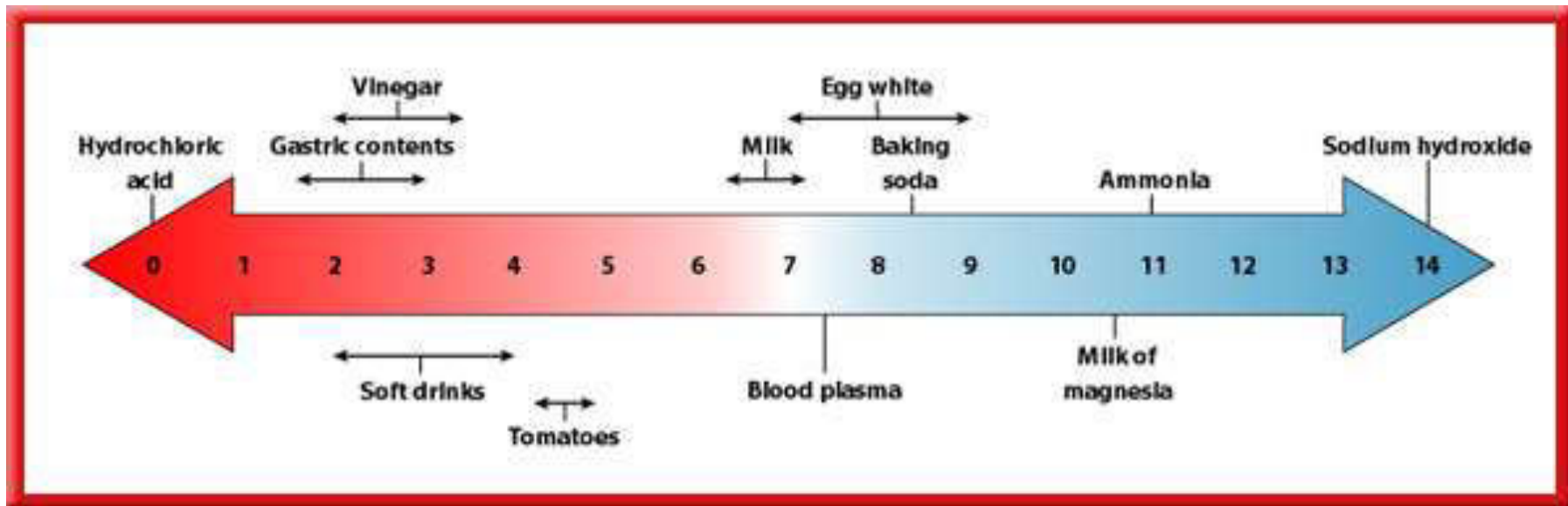
Ans: 7-14, Alkaline

# pH Scale

- A change of 1 pH unit represents a tenfold change in the acidity of the solution.
- For example, if one solution has a pH of 1 and a second solution has a pH of 2, the first solution is not twice as acidic as the second—it is ten times more acidic.

• تغيير بمقدار وحدة واحدة في الرقم الهيدروجيني يمثل تغييرًا

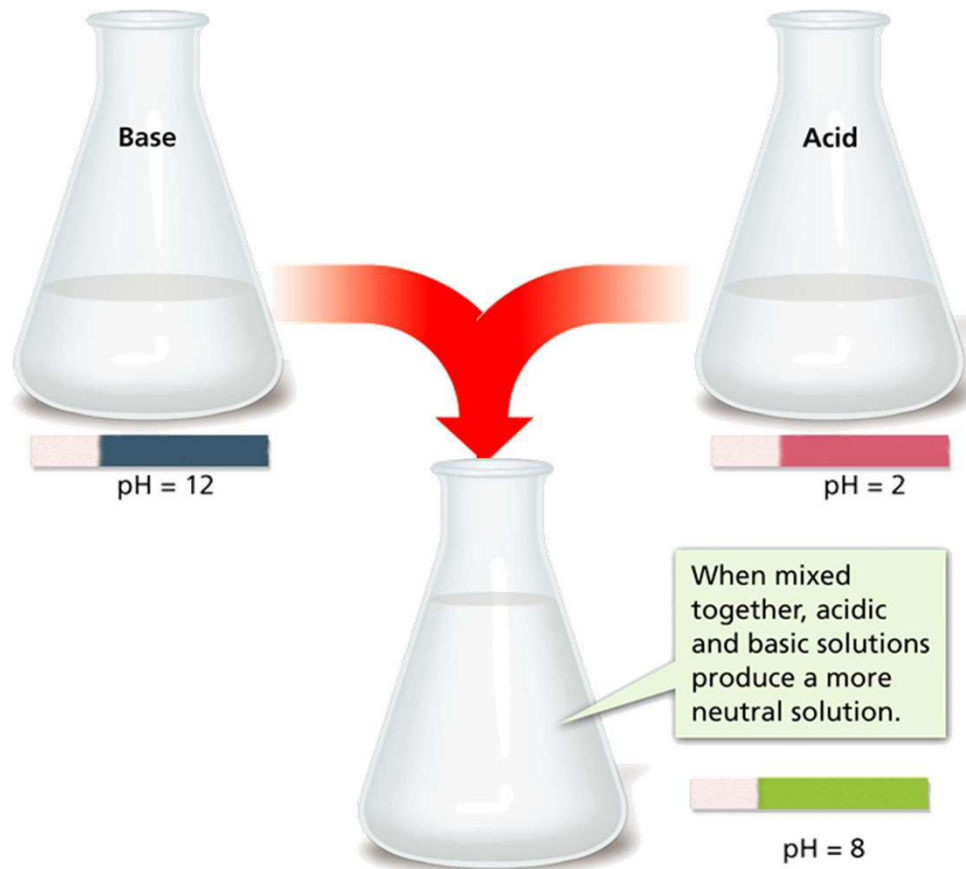
• على سبيل المثال، إذا كان أحد المحاليل له درجة حموضة 1 وكان المحلول الثاني له درجة حموضة 2، فإن المحلول الأول ليس أكثر حموضة بمقدار الضعف من المحلول الثاني - بل هو أكثر حموضة بمقدار عشرة أضعاف.



# Acid – Base Reactions

- A reaction between an acid and a base is called neutralization. An acid-base mixture is not as acidic or basic as the individual starting solutions.

• يُطلق على التفاعل بين الحمض والقاعدة اسم التحييد.  
خليط الحمض والقاعدة ليس حمضيًا أو قاعديًا مثل  
المحاليل الأولية الفردية.



# Acid – Base reactions

| Common Salts                                            |                                                            |
|---------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------|
| Salt                                                    | Uses                                                       |
| Sodium chloride<br><u>NaCl</u>                          | Food flavoring; food preservative                          |
| Potassium iodide<br><u>KI</u>                           | Additive in "iodized" salt that prevents iodine deficiency |
| Calcium chloride<br><u>CaCl<sub>2</sub></u>             | De-icer for roads and walkways                             |
| Potassium chloride<br><u>KCl</u>                        | Salt substitute in foods                                   |
| Calcium carbonate<br><u>CaCO<sub>3</sub></u>            | Found in limestone and seashells                           |
| Ammonium nitrate<br><u>NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub></u> | Fertilizer; active ingredient in cold packs                |

Each salt listed in this table can be formed by the reaction between an acid and a base.

يمكن تشكيل كل ملح مدرج في هذا الجدول من خلال التفاعل بين الحمض والقاعدة.

نكهة الطعام؛ مادة حافظة للطعام  
مضاف في الملح "المعالج باليود" الذي يمنع نقص اليود  
مزيل الجليد للطرق والممرات  
بديل الملح في الأطعمة  
موجود في الحجر الجيري  
وقواقع البحر  
سماد؛ مكون نشط في أكياس الثلج

١ مضطرب لمرضى حمض اذا  
المضغية نقر البنت صاع

دائما اذا شغرت ملح  
٢ هيرتفاعل

كل ذولي لملح

# Calculating the pH

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

Example: If  $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-10}$

$$\text{pH} = -\log 1 \times 10^{-10}$$

$$\text{pH} = -(-10)$$

$$\text{pH} = 10$$

Example: If  $[\text{H}^+] = 1.8 \times 10^{-5}$

$$\text{pH} = -\log 1.8 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -(-4.74)$$

$$\text{pH} = 4.74$$

تأكد من حمضية وقاعدية المادة  
إذا علمت أن أيونات الهيدروجين  
متساوية كذا

كل مادة حمضية أو قاعدية إذا علمت أن تركيز

$$[\text{H}^+] = 1.8 \times 10^{-5}$$

Be sure if this substance is acid or base  
if  $[\text{H}^+] = 1.8 \times 10^{-5}$

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

$$\text{pH} = -[\log 1.8 \times 10^{-5}]$$

$$\text{pH} = -(-4.74)$$

$\text{pH} = 4.74$  So the substance is acid

لغز حطين ١٥٩

لازم زكيتين  
القانون

هنا الـ ١٠ معطى

ما حطين لـ ١٠  
بـ ١٠  
بـ ١٠

تفسير  
مسألة

عكس المعادلة  
التي قبل

# pH calculations – Solving for

$H^+$

calculation the  $[H^+]$  for 10ml of cola if the pH=3.12

$pH = -\log [H^+]$   
 $[H^+] = 10^{-pH}$   
 اكتب منه تركيز ايونات الهيدروجين

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

$$[H^+] = 10^{-3.12}$$

$$[H^+] = 7.6 \times 10^{-4} M$$

يمكن تعطيني ml  
 ماكي د حل فترنا  
 يحصلون على رشاش يوهقونلاي

If the pH of Coke is 3.12,  $[H^+] = ???$

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

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

Take antilog ( $10^x$ ) of both sides and get

خذ اللوغاريتم العكسي ( $10^x$ ) لكلا الجانبين واحصل على

$$10^{-pH} = [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-3.12} = 7.6 \times 10^{-4} M$$

\*\*\* to find antilog on your calculator, look for "Shift" or "2<sup>nd</sup> function" and then the log button

لإيجاد اللوغاريتم العكسي على الآلة الحاسبة الخاصة بك، ابحث عن "Shift" أو "الوظيفة الثانية" ثم زر اللوغاريتم.



# pH calculations – Solving for H<sup>+</sup>

- A solution has a pH of 8.5. What is the Molarity of hydrogen ions in the solution?

اھم

سہتی کھنڑا یونٹ، لھیر اوجھنہ  
بہت کم

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

$$8.5 = -\log [\text{H}^+]$$

$$-8.5 = \log [\text{H}^+]$$

$$\text{Antilog } -8.5 = \text{antilog } (\log [\text{H}^+])$$

$$10^{-8.5} = [\text{H}^+]$$

$$3.16 \times 10^{-9} = [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

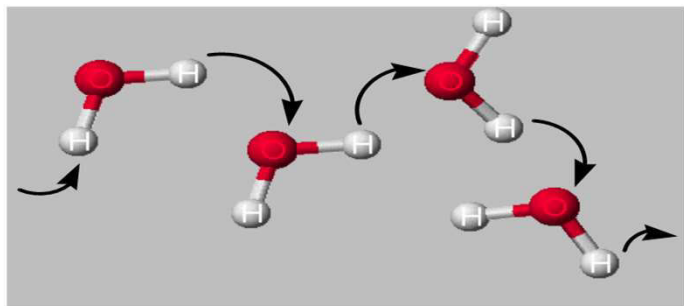
$$[\text{H}^+] = 10^{-8.5}$$

$$[\text{H}^+] = 3.16 \times 10^{-9} \text{ M}$$

30  
الحسن

## More About Water

H<sub>2</sub>O can function as both an ACID and a BASE.



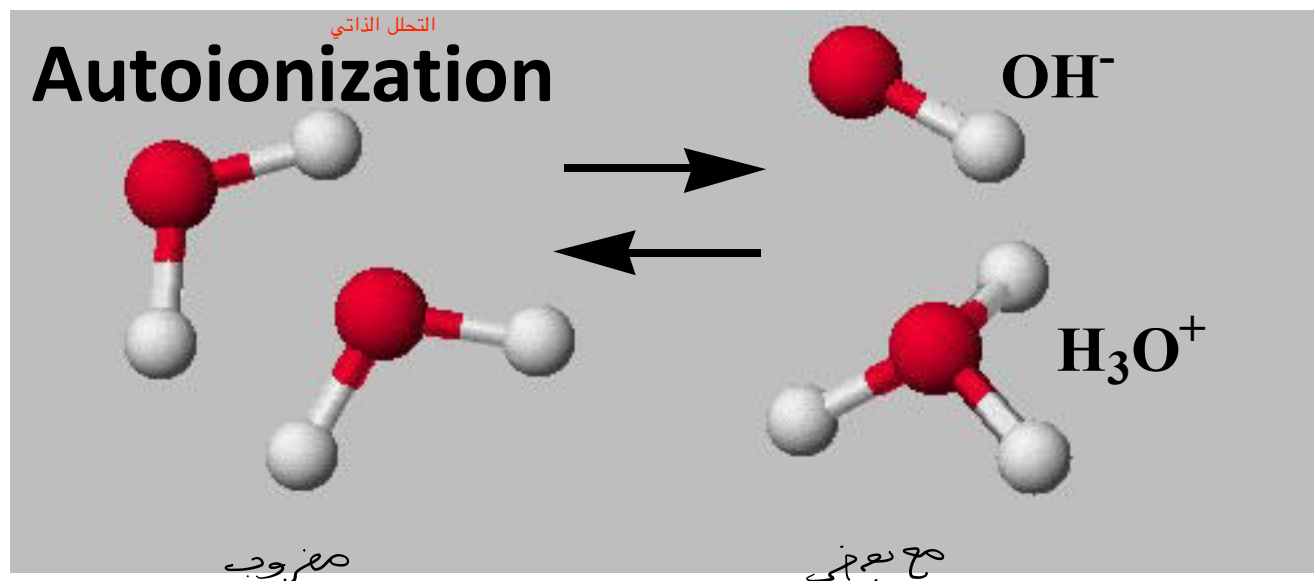
In pure water there can be  
**AUTOIONIZATION**

في الماء النقي يمكن أن يحدث  
التميع الذاتي

**Equilibrium constant for water =  $K_w$**

ثابت  $K_w = [H_3O^+] [OH^-] = 1.00 \times 10^{-14} \text{ at } 25^\circ\text{C}$

# More About Water



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.00 \times 10^{-14} \text{ at } 25^\circ\text{C}$$

In a neutral solution  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

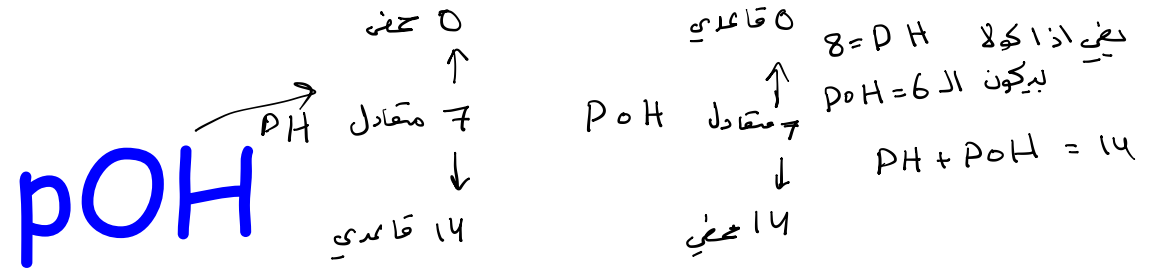
$$\text{so } K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = [\text{OH}^-]^2$$

هذه لي مثال واحد

استنتاج

$$\text{[and so } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1.00 \times 10^{-7} \text{ M}]$$

بالحال



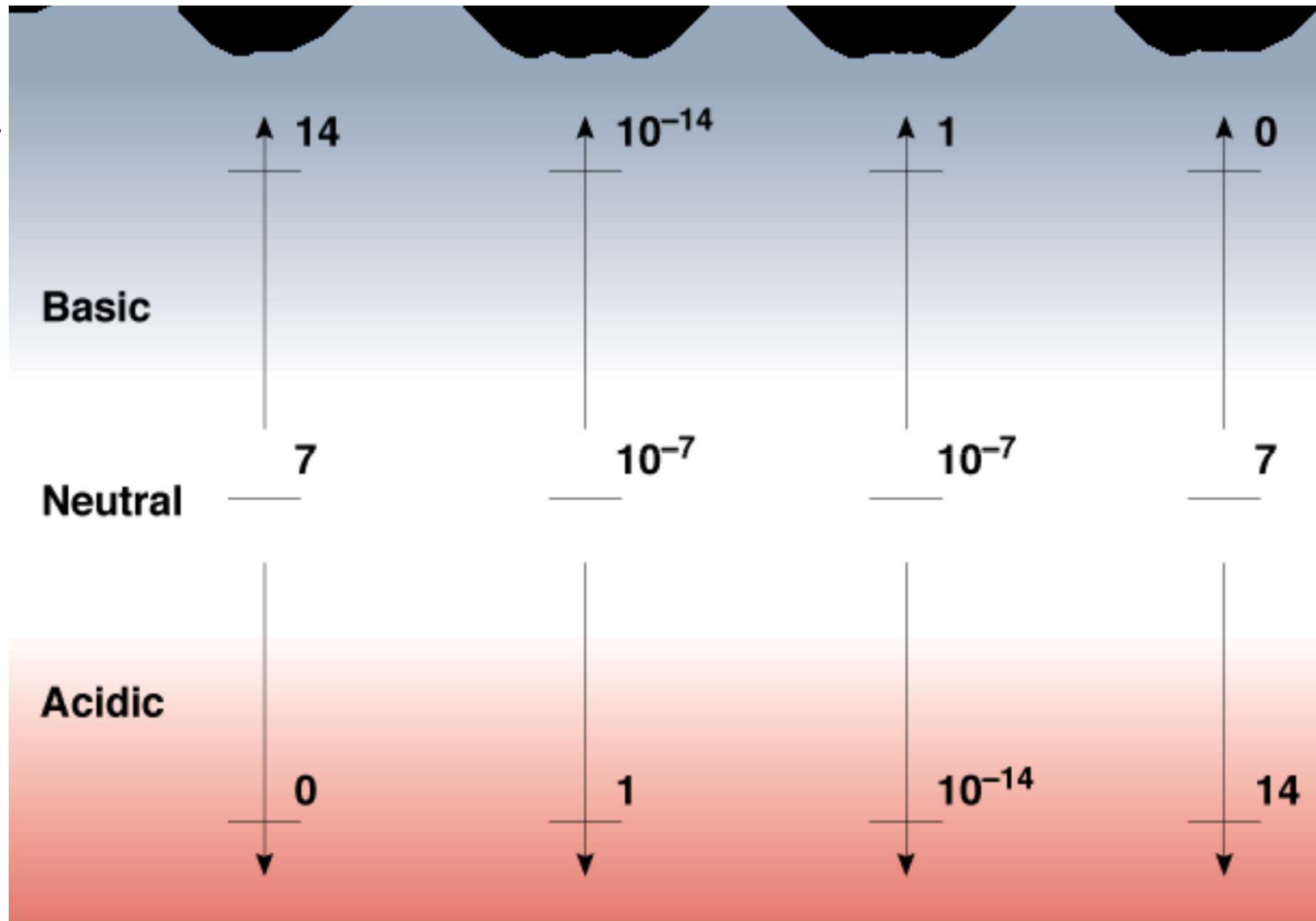
- Since acids and bases are opposites, pH and pOH are opposites! • بما أن الأحماض والقواعد هما ضدان، فإن الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسي هما ضدان!
- pOH does not really exist, but it is useful for changing bases to pH. • pH لا وجود له حقًا، لكنه مفيد لتحويل القواعد إلى pOH.
- pOH looks at the perspective of a base

$$pOH = -\log [OH^-]$$
• ينظر من منظور قاعدة pOH

Since pH and pOH are on opposite ends,

$$pH + pOH = 14$$
نظرًا لأن الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسي هما على طرفي النقيض،  
الرقم الهيدروجيني + الرقم الهيدروكسي = 14

ملحوظی



pH

$[H^+]$

$[OH^-]$

pOH

## $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , $[\text{OH}^-]$ and pH

What is the pH of the 0.0010 M NaOH solution?

$$[\text{OH}^-] = 0.0010 \text{ (or } 1.0 \times 10^{-3} \text{ M)}$$

$$\text{pOH} = -\log 0.0010$$

$$\text{pOH} = 3$$

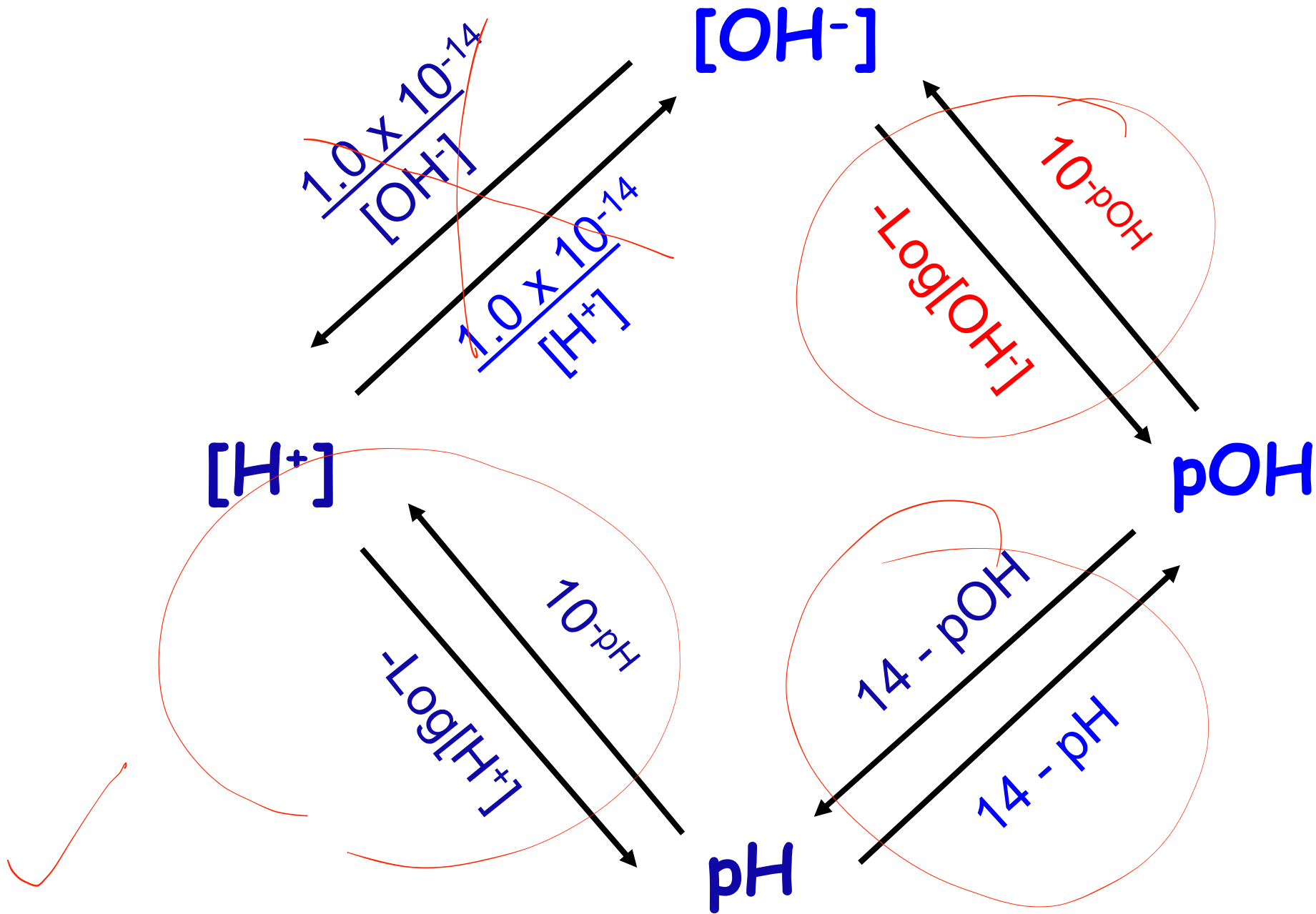
$$\text{pH} = 14 - 3 = 11$$

إذا عطاك في مادة  
جلاصي لتاريخ

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-11} \text{ M}$$

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



# pH testing

- هناك عدة طرق لاختبار الرقم الهيدروجيني
  - Blue litmus paper (red = acid) - ورقة عباد الشمس الزرقاء (الأحمر = حمضي)
  - Red litmus paper (blue = basic) - ورقة عباد الشمس الحمراء (الزرقاء = قاعدية)
  - pH paper (multi-colored) - ورق pH (متعدد الألوان)
  - pH meter (7 is neutral, <7 acid, >7 base) - مقياس الرقم الهيدروجيني (7 محايد، >7 قاعدة)
  - Universal indicator (multi-colored) - مؤشر عالمي (متعدد الألوان)
  - Indicators like phenolphthalein - مؤشرات مثل الفينولفثالين
  - Natural indicators like red cabbage, radishes - مؤشرات طبيعية مثل الملفوف الأحمر، الفجل

ما حكي افهمي  
بس

# Paper testing

- Paper tests like litmus paper and pH paper

• اختبارات الورق مثل ورق عباد الشمس وورق الأس الهيدروجيني

- Put a stirring rod into the solution and stir.
- Take the stirring rod out, and place a drop of the solution from the end of the stirring rod onto a piece of the paper
- Read and record the color change.  
Note what the color indicates.
- You should only use a small portion of the paper. You can use one piece of paper for several tests.

اقرأ وسجل تغير اللون.

لاحظ ما يشير إليه اللون.

- يجب عليك استخدام جزء صغير فقط من الورقة. يمكنك استخدام قطعة واحدة من الورق لعدة اختبارات.



Red litmus paper with a drop of base here



Blue litmus paper with a drop of acid here



# pH paper

سلوك الأملاح في الماء

## Behavior of Salts in Water

**Table 18.8** The Behavior of Salts in Water

| Salt Solution<br>(Examples)                                                                                    | pH   | Nature<br>of Ions                                          | Ion That Reacts<br>with Water |                                                                                       |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------|------------------------------------------------------------|-------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------|
| <u>Neutral</u><br>[NaCl, KBr,<br>Ba(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ]                                           | 7.0  | Cation of<br>strong base<br>Anion of<br>strong acid        | None                          |    |
| <u>Acidic</u><br>[NH <sub>4</sub> Cl, NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> ,<br>CH <sub>3</sub> NH <sub>3</sub> Br] | <7.0 | Cation of<br>weak base<br>Anion of<br>strong acid          | Cation                        |   |
| <u>Acidic</u><br>[Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> ,<br>CrCl <sub>3</sub> , FeBr <sub>3</sub> ]               | <7.0 | Small, highly<br>charged cation<br>Anion of<br>strong acid | Cation                        |  |
| <u>Basic</u><br>[CH <sub>3</sub> COONa,<br>KF, Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ]                               | >7.0 | Cation of<br>strong base<br>Anion of<br>weak acid          | Anion                         |  |

درجة الحموضة

# pH meter

- Tests the voltage of the electrolyte
- Converts the voltage to pH
- Very cheap, accurate
- Must be calibrated with a buffer solution

يقيس جهد الإلكتروليت

يحول الجهد إلى الرقم الهيدروجيني

• رخيص جدًا ودقيق

• يجب معايرته باستخدام محلول ~~معاير~~ <sup>صنّاع</sup>



# pH indicators

تعريف

- Indicators are dyes that can be added that will change color in the presence of an acid or base.

• المؤشرات هي أصباغ يمكن إضافتها والتي ستغير اللون في وجود حمض أو قاعدة.

- Some indicators only work in a specific range of pH

• بعض المؤشرات تعمل فقط في نطاق محدد من الرقم الهيدروجيني

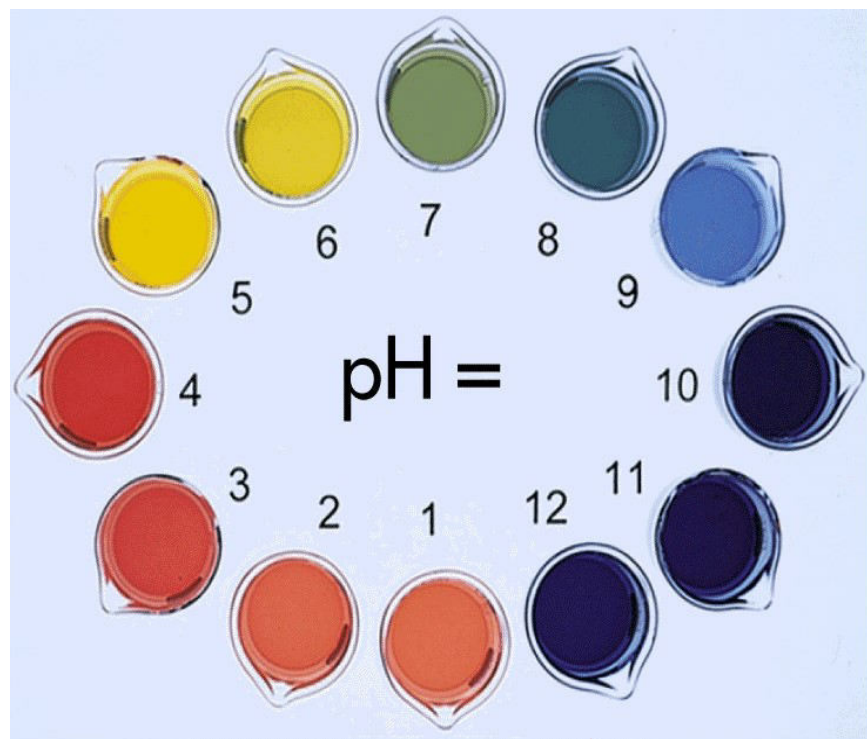
- Once the drops are added, the sample is ruined

• بمجرد إضافة القطرات، يتم إفساد العينة

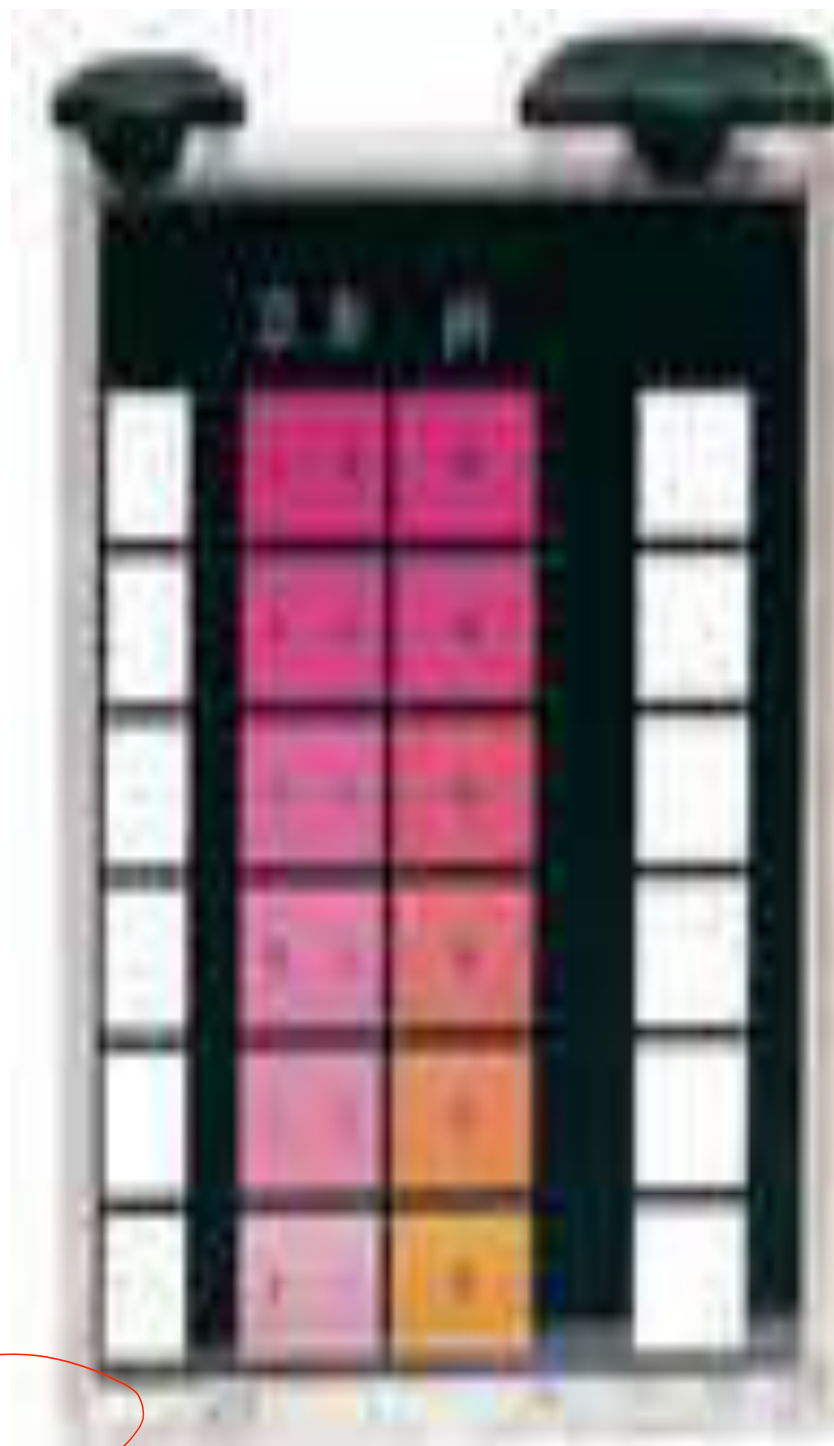
- Some dyes are natural, like radish skin or red cabbage

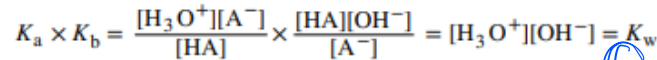
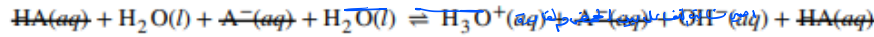
• بعض الأصباغ طبيعية، مثل قشر الفجل أو الملفوف الأحمر



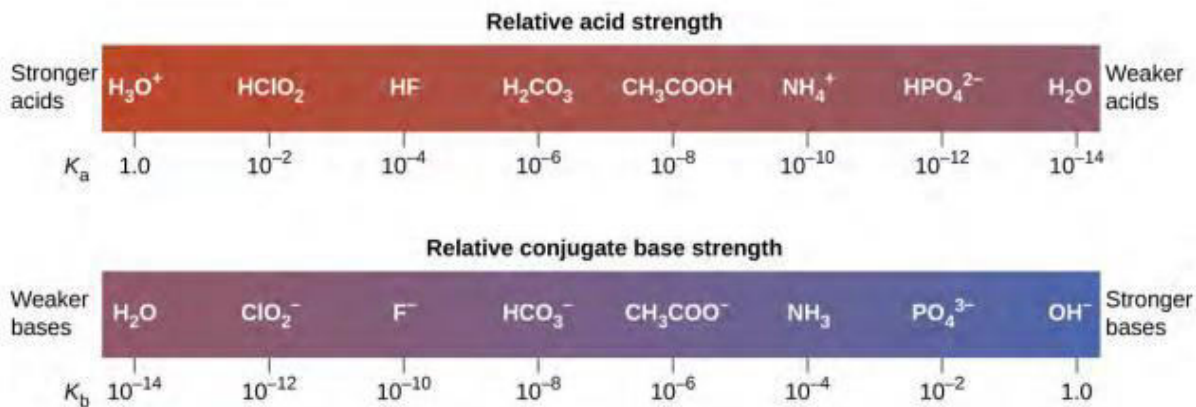


گلی ماگلات اعفقی  
 گانق عدریه  
 و کلما گات سحقی کات محضی




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

$$K_a \times K_b = (1.8 \times 10^{-5}) \times (5.6 \times 10^{-10}) = 1.0 \times 10^{-14} = K_w$$

يوضح هذا الرسم البياني نقاط القوة النسبية لأزواج قاعدة الحمضات الصادرة، كما هو مبين بسبب ثوابتها الثابتين في الحل المائي.



Example:

لـ  $K_a$    
                        
  $K_b$   $K_a$    
                        
  $K_b$   $K_a$

### The Product $K_a \times K_b = K_w$

Use the  $K_b$  for the nitrite ion,  $\text{NO}_2^-$ , to calculate the  $K_a$  for its conjugate acid.

#### Solution

$K_b$  for  $\text{NO}_2^-$  is given in this section as  $2.22 \times 10^{-11}$ . The conjugate acid of  $\text{NO}_2^-$  is  $\text{HNO}_2$ ;  $K_a$  for  $\text{HNO}_2$  can be calculated using the relationship:

$$K_a \times K_b = 1.0 \times 10^{-14} = K_w$$

Solving for  $K_a$ , we get:

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{2.22 \times 10^{-11}} = 4.5 \times 10^{-4}$$

Table 1 gives the ionization constants for several weak acids

Ionization Constants of Some Weak Acids

| Ionization Reaction                                                                                                      | $K_a$ at 25 °C        | pKa  |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------|------|
| $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$                         | $1.2 \times 10^{-2}$  | 2.92 |
| $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$                                    | $7.2 \times 10^{-4}$  | 3.14 |
| $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$                              | $4.5 \times 10^{-4}$  | 3.34 |
| $\text{HNCO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NCO}^-$                                | $3.46 \times 10^{-4}$ | 3.46 |
| $\text{HCO}_2\text{H} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_2^-$                     | $1.8 \times 10^{-4}$  | 3.74 |
| $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{CO}_2^-$ | $1.8 \times 10^{-5}$  | 4.74 |
| $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}^-$                                | $3.5 \times 10^{-8}$  | 7.45 |
| $\text{HBrO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{BrO}^-$                                | $2 \times 10^{-9}$    | 8.69 |

We notice that when the value of  $K_a$  decreases the acid is weaker due to the small amount of ionization and thus the pKa value is large.

Table 2 gives the ionization constants for several weak bases

| Ionization Constants of Some Weak Bases                      |                       |        |
|--------------------------------------------------------------|-----------------------|--------|
| Ionization Reaction                                          | $K_b$ at 25 °C        | $pK_b$ |
| $(CH_3)_2NH + H_2O \rightleftharpoons (CH_3)_2NH_2^+ + OH^-$ | $7.4 \times 10^{-4}$  | 3.13   |
| $CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$       | $4.4 \times 10^{-4}$  | 3.35   |
| $(CH_3)_3N + H_2O \rightleftharpoons (CH_3)_3NH^+ + OH^-$    | $7.4 \times 10^{-5}$  | 4.13   |
| $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$               | $1.8 \times 10^{-5}$  | 4.74   |
| $C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$   | $4.6 \times 10^{-10}$ | 9.33   |

We notice that when the value of  $K_b$  decreases the base is weaker due to the small amount of ionization and thus the  $pK_b$  value is large.

# BUFFERS

استخدم هذا اذا ايجي الخادل بين  
محضر وعنده

# Buffers

المخازن المؤقتة

Buffers are the solutions which resist changes in pH when small -  
amounts of acid or alkali is added to them. -

المخازن المؤقتة هي المحاليل التي تقاوم التغيرات في الرقم الهيدروجيني عند إضافة كميات صغيرة

- A buffer is a pair of weak acid and its salt.

- العازل هو زوج من الحمض الضعيف وملحه.

- Buffers are of main importance in regulating the pH of the body fluids and tissues.

- العوازل لها أهمية كبيرة في تنظيم درجة حموضة سوائل وأنسجة الجسم.

- Many biochemical reactions including those catalyzed by enzymes require pH control which is provided by buffers.

- العديد من التفاعلات البيوكيميائية بما في ذلك تلك التي تحفزها الإنزيمات تتطلب التحكم في درجة الحموضة الذي

# Buffers

مطلوب

- Mammalian tissues in the resting state have a pH of about 7.4  
• الأنسجة الثديية في حالة الراحة لها درجة حموضة تبلغ
- In order to maintain the required pH in an invitro biochemical experiment a buffer is always used  
• من أجل الحفاظ على الرقم الهيدروجيني المطلوب في تجربة كيميائية حيوية في المختبر، يتم
- The pH of a buffer is given by Handerson-Hasselbalch equation:  
• يتم تحديد الرقم الهيدروجيني للمخزن المؤقت بواسطة معادلة هاندرسون-هاسلبالك:

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

# Buffers

•  $pK_a = -\log K_a$

- $K_a$  هو ثابت التفكك الحمضي
- $[A^-]$  هو تركيز القاعدة
- $[HA]$  هو تركيز الحمض

- $K_a$  is the dissociation constant of the acid

- $[A^-]$  is the concentration of the base

- $[HA]$  is the concentration of the acid

- محلول منظم يتكون من خليط من الحمض الضعيف (CH<sub>3</sub>COOH) وملحه (CH<sub>3</sub>COONa)،  
وسيتعرض للتغيرات التالية عند إضافة الحمض أو القاعدة:  
إذا أُضيف القاعدة (OH) إلى المحلول، فسيتم تخفيفها بالتفاعل التالي مع حمض الأسيتيك:  
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$   
لذا لن يتغير الرقم الهيدروجيني بشكل كبير.

# Buffers

- A buffer consisting of a mixture of the weak acid (CH<sub>3</sub>COOH) and its salt (CH<sub>3</sub>COONa<sup>+</sup>), and Will undergo the following changes on the addition of acid or base:

- If the base is added (OH) to the solution it will be buffered by the following reaction with acetic acid:

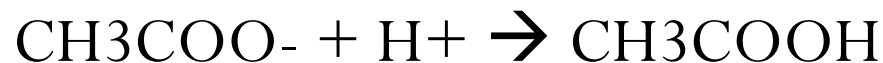


So the pH will not change significantly

- إذا تم إضافة الحمض ( $H^+$ )، فسيتم تخفيفه بتفاعل آخر، هذه المرة باستخدام الملح ( $CH_3COO^-$ ):  
 $CH_3COO^- + H^+ \gg CH_3COOH$
- لن يتغير الرقم الهيدروجيني بشكل كبير لأن  $CH_3COOH$  المتكون هو حمض ضعيف.
- إضافة المزيد من القاعدة يزيد من  $A^-$  ويقلل من  $(HA)$  وهذا لا يغير pH كثيرًا حتى  $[A^-] \gg [HA]$

# Buffers

- If acid ( $H^+$ ) is added, it will be buffered by another reaction, this time using the salt ( $CH_3COO^-$ ):



The pH will not alter significantly because the  $CH_3COOH$  formed is a weak acid

- Addition of more base increases  $A^-$  and decreases  $(HA)$  and this doesn't alter the pH much until  $[A^-] \gg [HA]$

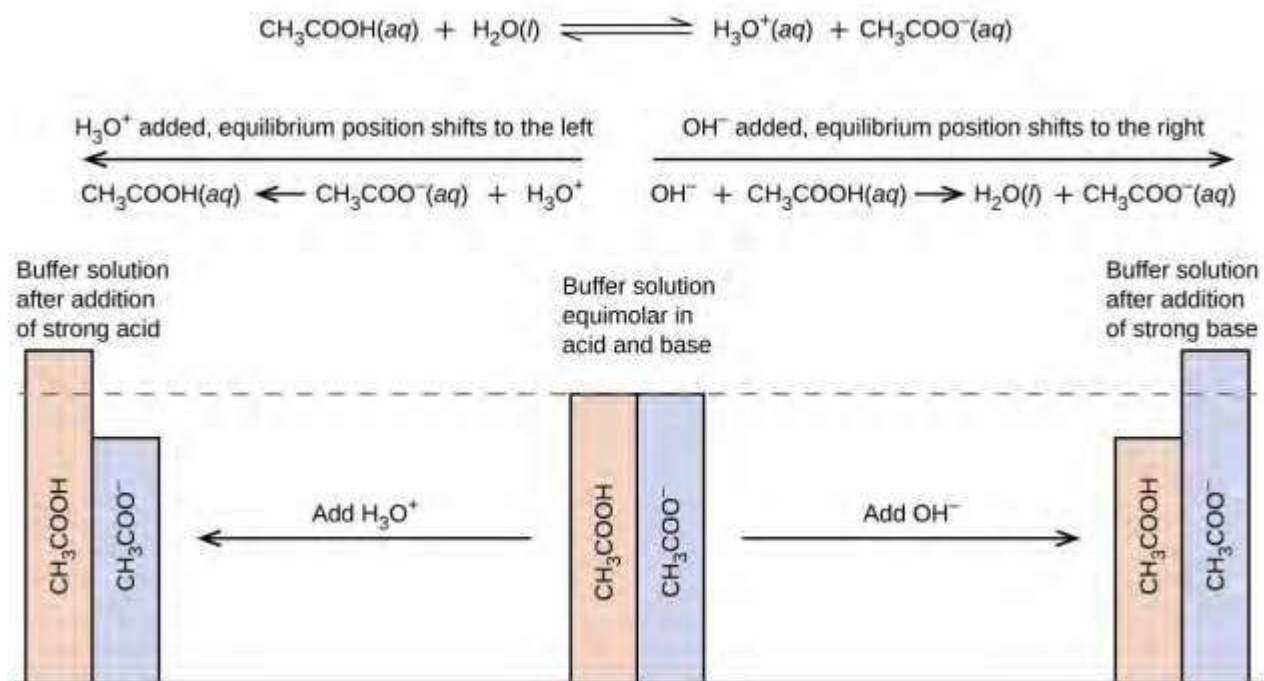
# Buffers

- The buffering power is greatest when  $\text{pH}=\text{pK}_a$  , i.e. when the acid and the salt are at the same concentration

• تكون قوة التثبيط أكبر عندما يكون  $\text{pH}=\text{p}_a$  ، أي عندما يكون الحمض والملح بنفس التركيز.

الرسم البياني يظهر العمل المخزن المؤقت لهذه التفاعلات.

diagram shows the buffer action of these reactions.



## Key Equations

ثابت تأين الماء

- $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$  (at 25 °C)

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

- $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

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

العلاقة بين  $\text{H}^+$  و  $\text{OH}^-$

- $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$

- $\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_w = 14.00$  at 25 °C

المحيط

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

للقاعدة

العلاقة لما اقترن مع بعض

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

النسبة المتكافئة للتأين أو اتمام

- $K_a \times K_b = 1.0 \times 10^{-14} = K_w$

محتوى النسبة المتكافئة للتأين

- $\text{Percent ionization} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{HA}]_0} \times 100$

العلاقة بين المحاليل الممتزجة

- $\text{p}K_a = -\log K_a$

د ال pH

- $\text{p}K_b = -\log K_b$

- $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$

ملاحظة  
2 هم لتوايلا



تعريف ملح الحمض الضعيف والقاعدة القوية

Weak acid, strong base  
Weak base, strong acid  
Weak base  
Weak acid  
pH

## DEFINITION OF SALT OF WEAK ACID AND STRONG BASE

What is salt of weak acid and strong base

Such salts give alkaline solutions in water. Some of such salts are :  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{KCN}$  etc. For our discussion, we consider  $\text{CH}_3\text{COONa}$  (sodium acetate) in water. When  $\text{CH}_3\text{COONa}$  is put in water, it completely ionises to give  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  (acetate) ions and  $\text{Na}^+$  ions.

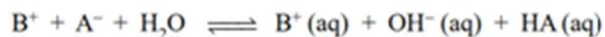
Now acetate ions ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) absorb some  $\text{H}^+$  ions from weakly dissociated  $\text{H}_2\text{O}$  molecules to form undissociated  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .  $\text{Na}^+$  remains in ionic state in water.

Now for  $K_w$  (ionic product) of water to remain constant,  $\text{H}_2\text{O}$  further ionizes to produce more  $\text{H}^+$  and  $\text{OH}^-$  ions.  $\text{H}^+$  ions are taken up by  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ions leaving  $\text{OH}^-$  ions in excess and hence an alkaline solution.

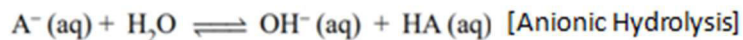
Let BA represents such a salt. As it is put in water;



BA dissociates into ions and BOH being strong base also ionises.



So, the net reaction is :



The above equation is known as equation of hydrolysis and equilibrium constant for such reactions is called as Hydrolysis Constant ( $K_h$ ).

$$K_h = \frac{[\text{OH}^-][\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

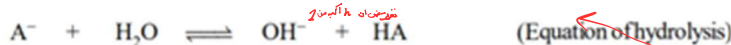
### Degree of Hydrolysis

It is defined as the fraction of total salt that has undergone hydrolysis on attainment of equilibrium. It is denoted by h.

Let c be the concentration of salt and h be its degree of hydrolysis.

c ← قوتیز باساج  
c ← د رصبة لة صال

طابع استعاج



$K_h = \frac{[OH^-][HA]}{[A^-]} = \frac{(ch)(ch)}{c-ch} = \frac{ch^2}{1-h}$

$\Rightarrow K_h = ch^2$  [assuming  $h \ll 1$ ]  $\Rightarrow h = \sqrt{\frac{K_h}{c}}$

Now considering, dissociations of weak acid HA and  $H_2O$



$\Rightarrow K_h = \frac{K_w}{K_a}$  (Subtracting (i) from (ii), we get equation of hydrolysis)

### Note :

- Weaker is the acid, greater is the hydrolysis constant.
- Degree of hydrolysis increases when 'c' decreases i.e. with dilution.

Now substituting the value of  $K_h$  in expression of h,

$\Rightarrow h = \sqrt{\frac{K_w}{K_a c}}$

①  $pH = 5 = pK_a$   
②  $pH = 7 + \frac{1}{2}(pK_a + \log_{10} c)$   
③  $n = M \times V = 0.2 \times 0.02 = 4 \times 10^{-3} \text{ mol}$   
 $\rightarrow 1000 \times m \text{ mol} = 4 \text{ m mol}$   
 $\rightarrow c = \frac{4}{40} = 0.1$

### pH of solution

pH of a basic solution is given as :

$pH = 14 + \log [OH^-]$  and  $[OH^-] = ch = \sqrt{K_h c}$

Substituting for  $K_h$ , we get :

$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w c}{K_a}}$   $\Rightarrow pH = 14 + \log_{10} \sqrt{\frac{K_w c}{K_a}}$

$\Rightarrow pH = \frac{1}{2}(pK_w + pK_a + \log_{10} c)$  or  $pH(\text{at } 25^\circ\text{C}) = 7 + \frac{1}{2}(pK_a + \log_{10} c)$

### Example of Salt of Weak acid and Strong Base

#### Example 1.

A Solution of weak acid HA was titrated with base NaOH. The equivalent point was reached when 40 mL of 0.1M NaOH has been added. Now 20 mL of 0.1M HCl were added to titrated Solution. The pH was found to be 5. What will be the pH of the Solution obtained by mixing 20 mL of 0.2M NaOH and 20 mL 0.2M HA?

- A. 7                      B. 4                      C. 9                      D. 5

Ans. C

## Example 2.

A Solution of weak acid HA was titrated with base NaOH. The equivalent point was reached when 40 mL of 0.1M NaOH has been added. Now 20 mL of 0.1M HCl were added to titrated Solution. The pH was found to be 5. What will be the pH of the Solution obtained by mixing 20ml of 0.2M NaOH and 20 mL 0.2M HA?

A. 7

B. 4

C. 9

D. 5

Ans. C

## FORMULA FOR SALTS OF STRONG ACIDS AND WEAK BASES

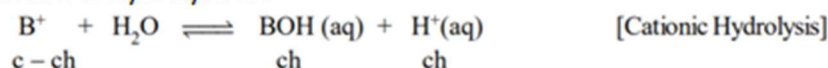
Such salts give acidic solutions in water. Some of such salts are:  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$  etc. For the purpose of discussion, we will consider hydrolysis of  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

When  $\text{NH}_4\text{Cl}$  is put in water, it completely ionizes in water to give  $\text{NH}_4^+$  and  $\text{Cl}^-$  ions.  $\text{NH}_4^+$  ions combine with  $\text{OH}^-$  ions furnished by weakly dissociated water to form  $\text{NH}_4\text{OH}$  (weak base). Now for keeping  $K_w$  constant, water further ionizes to give  $\text{H}^+$  and  $\text{OH}^-$  ions, where  $\text{OH}^-$  ions are consumed by  $\text{NH}_4^+$  ions leaving behind  $\text{H}^+$  ions in solution to give an acidic solution.

Let BA be one of such salts. When it is put into water, the reaction is as follows.



The net reaction of hydrolysis is :



$$\Rightarrow K_h = \frac{[\text{BOH}][\text{H}^+]}{[\text{B}^+]} = \frac{(\text{ch})(\text{ch})}{c - \text{ch}} \frac{\text{ch}^2}{1 - h^2} \approx \text{ch}^2 \quad (h \ll 1) \quad \Rightarrow h = \sqrt{\frac{K_h}{c}}$$

Considering ionisation of weak base BOH and  $\text{H}_2\text{O}$ .



From expressions for  $K_h$ ,  $K_b$  and  $K_w$ , we have : (As done in previous case)

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} \Rightarrow h = \sqrt{\frac{K_w}{K_b c}}$$

pH of solution :

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

$$\text{and } [\text{H}^+] = \text{ch} = c \sqrt{\frac{K_h}{c}} = \sqrt{K_h c} \Rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w c}{K_b}}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log_{10} \sqrt{\frac{K_w c}{K_b}}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_w - \text{p}K_b - \log_{10} c)$$

$$\text{or } \text{pH}(\text{at } 25^\circ\text{C}) = 7 - \frac{1}{2}(\text{p}K_b + \log_{10} c)$$

ما افندنا  
اصالة دهن

*Example For Salts of Strong Acids and Weak Bases*

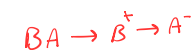
### Example 1

قائمة صنفين محققين

The basic ionisation constant for hydrazine,  $\text{N}_2\text{H}_4$  is  $9.6 \times 10^{-7}$ . What would be the percent hydrolysis of 0.1 M  $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ ?

A. 0.016

B. 3.2



C. 1.6

D. 0.032

**Ans. D**

### Example 2

The pH of a 0.02 M aqueous solution of  $\text{NH}_4\text{Cl}$  is equal to

A. 3.78

B. 4.73

C. 5.48

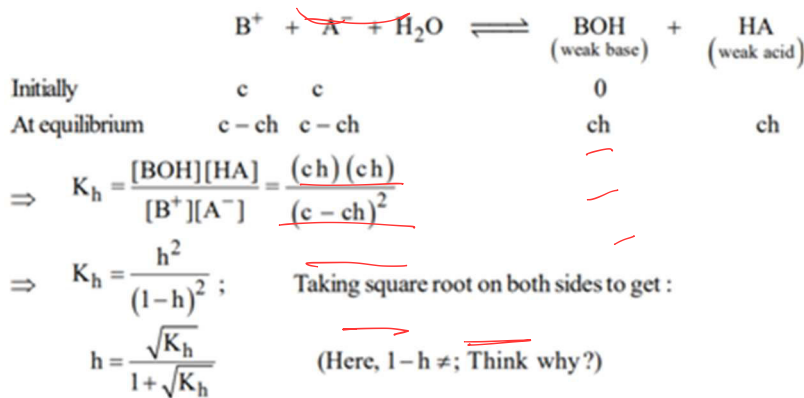
D. 7.00

**Ans. A**

## FORMULA FOR SALTS OF WEAK ACIDS AND WEAK BASES

Let us consider ammonium acetate ( $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ) for our discussion. Both  $\text{NH}_4^+$  ions and  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ions react respectively with  $\text{OH}^-$  and  $\text{H}^+$  ions furnished by water to form  $\text{NH}_4\text{OH}$  (weak base) and  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (acetic acid).

Let BA represents such a salt.



Hence the degree of hydrolysis of such salts is independent of concentration of salt solution.  
Now considering the dissociation of both weak base and acid.



Combining  $K_h$ ,  $K_b$ ,  $K_a$  and  $K_w$ , we have

$$K_h = \frac{K_w}{K_a K_b} \quad \text{and} \quad h = \sqrt{\frac{K_h}{1 + \sqrt{K_h}}} \quad \text{[Cation - Anionic Hydrolysis]}$$

(Observe that  $1-h \neq 1$ )

pH of Solution :

$$\text{Consider, } K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad \Rightarrow \quad [H^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]}$$

Since, base and acids are weaker, hence,

$$[BOH] = [HA] \quad \Rightarrow \quad [B^+] = [A^-]$$

$$\Rightarrow K_h = \frac{[BOH][HA]}{[B^+][A^-]} = \frac{[HA]^2}{[A^-]^2} \quad \Rightarrow \quad [H^+] = K_a \sqrt{K_h} = \sqrt{\frac{K_w K_a}{K_b}}$$

$$pH = -\log [H^+] = -\log \sqrt{\frac{K_w K_a}{K_b}}$$

$$\Rightarrow pH = \frac{1}{2}(pK_w + pK_a - pK_b) \quad \text{or} \quad \text{at } 25^\circ\text{C, } pH = 7 + \frac{1}{2}(pK_a - pK_b)$$

Handwritten notes:  
 $pK_a < pK_b$   
 $pH = 7 = \text{neutral} \Rightarrow pK_a = pK_b$

## SOLUBILITY AND SOLUBILITY PRODUCT

In this section we are going to consider the solubility of ionic solids in water.

- “Solubility” may be considered to be an equilibrium; the equilibrium is between solid and ions in solution.
- Any ionic solid is 100% ionized in aqueous solution; once it actually dissolves.
- The term solubility always refers to the amount of solid (either in moles or grams) that actually does dissolve in solution, producing ions; this amount can be calculated for a particular solid.
- The term solubility may also be used in a qualitative sense; there is no “magic point” above which a salt can be described as “soluble”, and below which a salt can be described as “insoluble”

Very roughly.....

“Soluble” - at least  $0.1 \text{ mol L}^{-1}$  dissolves

“Slightly Soluble” - maybe  $0.001$  to  $0.1 \text{ mol L}^{-1}$

“Insoluble” - less than  $0.001 \text{ mol L}^{-1}$

### Example 1



The equilibrium constant for this reaction is known as solubility product ( $K_{sp}$ ) and is written as :

$$K_{sp} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

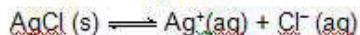
$K_{sp}$  is expressed in concentration units. The reaction coefficient,  $Q$  in such system is known as ionic product (I.P)

#### 1) Solubilities of AgCl (salt of a strong acid and strong base) in water:

AgCl would dissolve in water as,



At saturation point,



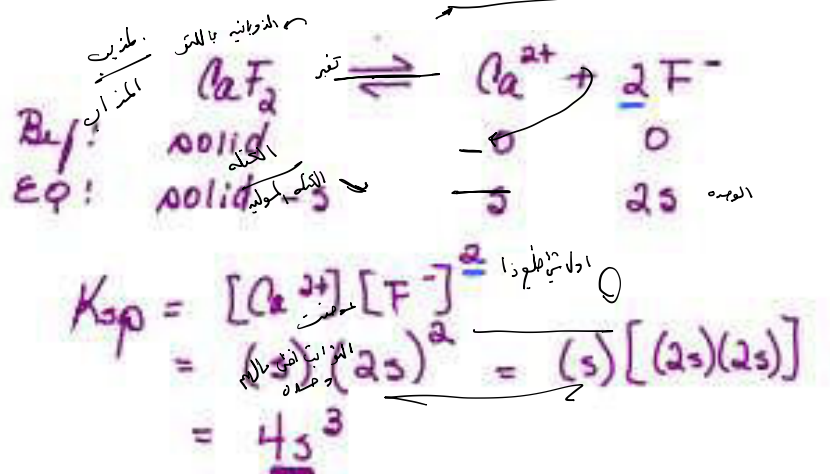
If the solubility of the salt is  $x$  moles / l

$$\therefore [\text{Ag}^+] = x\text{M}, [\text{Cl}^-] = x\text{M} \Rightarrow x^2 = K_{sp} \quad x = \sqrt{K_{sp}}$$

### Example 2.

Calcium fluoride,  $\text{CaF}_2$ , dissolves in water to the extent of 0.00170 g per 100 mL.

What is the  $K_{sp}$  for ( $\text{CaF}_2$ ) ? [MM  $\text{CaF}_2 = 78.1 \text{ g mol}^{-1}$ ]



$$s = \frac{0.00170 \text{ g}}{0.100 \text{ L}} = 0.017 \text{ g L}^{-1}$$

Convert to  $\text{mol L}^{-1}$ :

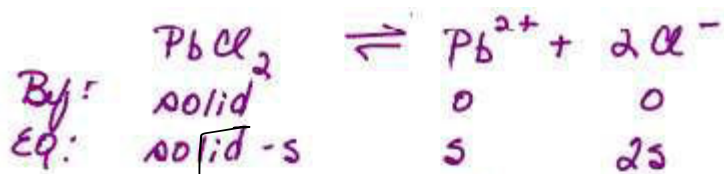
$$s = \frac{0.017 \text{ g L}^{-1}}{78.1 \text{ g mol}^{-1}} = 2.18 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

Substitute:

$$\begin{aligned} K_{sp} &= 4s^3 \\ &= 4(2.18 \times 10^{-4})^3 \\ &= 4.13 \times 10^{-11} \end{aligned}$$

### Example 3

If solid  $\text{PbCl}_2$  equilibrates with pure water, what are  $[\text{Pb}^{2+}]$  and  $[\text{Cl}^-]$  in the solution at equilibrium? [ $K_{sp}(\text{PbCl}_2) = 1.7 \times 10^{-5}$ ]



$$K_{sp} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2 \\
 = (s)(2s)^2 = 4s^3$$

$$1.7 \times 10^{-5} = 4s^3$$

$$\frac{1.7 \times 10^{-5}}{4} = s^3 = 4.2 \times 10^{-6}$$

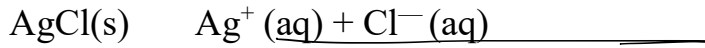
$$s = \sqrt[3]{4.2 \times 10^{-6}} \\
 = 1.62 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = s = 1.62 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = 2s = 2(1.62 \times 10^{-2}) \\
 = 3.24 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

## Solubility and the Common Ion Effect

- The "Common Ion Effect" is an illustration of Le Chatelier's Principle.
- Consider the equilibrium:



- What happens to the position of equilibrium if we add some extra chloride ion,  $\text{Cl}^-$  (or silver ion,  $\text{Ag}^+$ )?

Equilibrium shifts to the left.

- What does this mean, qualitatively, for the solubility of AgCl if there is already  $\text{Ag}^+$  or  $\text{Cl}^-$  in the solution?

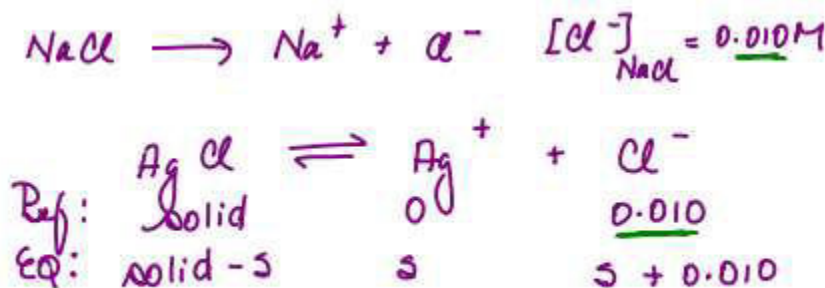
Less AgCl dissolves

Solubility decreases in the presence of a #common ion#

Example

Solid AgCl ( $K_{sp} = 1.8 \times 10^{-10}$ ) is equilibrated with 0.010 M NaCl solution.

a) What is the solubility of AgCl in the NaCl solution?



$$\text{s} + 0.010 \approx 0.010$$

$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

$$1.8 \times 10^{-10} = (\text{s})(\text{s} + 0.010)$$

$$\text{s} = 1.8 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$$

Solubility of AgCl in pure water =  $1.3 \times 10^{-5}$  M.

In the NaCl solution: only 0.13 % of the solubility in water alone!

دائما الذوبان في الماء  
أعلى من إذا كان فيه أيون مشترك  
لأن التفاعل من اليسار  
لأنه يتفاعل مع الأيونات

مفردات كيميائية  
مفردات كيميائية  
مفردات كيميائية

## Saturated and Unsaturated Solutions

- The term “saturated” implies that there is equilibrium between solid and solution.
- If the quantity of a substance in solution is less than that required for equilibrium with the solid, the solution is said to be “unsaturated”. This is a common, stable, situation but it is not an equilibrium (so  $K_{sp}$  doesn't apply).
- If more solid is added to an unsaturated solution, it dissolves until the solution is saturated (at which point there is solid in equilibrium with the solvated ions).
- Consider the compound  $A_2B$ ; first we dissolve some in water to produce a saturated solution.



We could write an expression for  $Q$ , the Reaction Quotient:

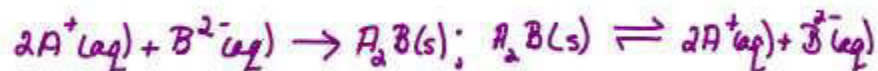
$$Q = [A^+]^2 [B^{2-}]$$

*Handwritten note in Arabic: "نفس المعادلات الأيونية" (Same ionic equations).*

- For a saturated solution,  $Q = K_{sp}$ .

no more solid dissolve

- Now suppose that we mix two solutions containing the ions  $A^+(aq)$  and  $B^{2-}(aq)$ . The sparingly soluble compound  $A_2B$  may be formed.



- Write an expression for  $Q$ ; we call this the ion product:

$$Q = [A^+]^2 [B^{2-}]$$

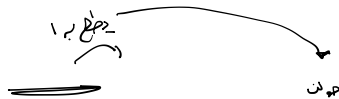
- $Q < K_{sp}$ . The solution is unsaturated, and more of the ionic solid, if available, will dissolve.
- $Q = K_{sp}$ . The solution is saturated and at equilibrium.
- $Q > K_{sp}$ . The solution is supersaturated, and ionic solid will precipitate.

### Example

An experiment is performed in which 100 mL of 0.300 M  $Ca(NO_3)_2$  are mixed with 200 mL of 0.20 M NaF.

$K_{sp}$  for  $CaF_2 = 3.2 \times 10^{-11}$

i) Will precipitation occur?

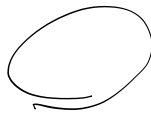


$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{0.300 \text{ M} \times 0.100 \text{ L}}{0.3 \text{ L}} = 0.10 \text{ M}$$

$$[\text{F}^-] = \frac{0.20 \text{ M} \times 0.2 \text{ L}}{0.3 \text{ L}} = 0.133 \text{ M}$$

$$Q = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2 = (0.10)(0.133)^2 = 1.78 \times 10^{-3}$$

$Q > K_{sp} \therefore \text{precipitate will form}$



# Oxidation-Reduction

# Oxidation Numbers

- Oxidation is the loss of electrons; Reduction is the gain of electrons
- Oxidation and reduction go together. Whenever a substance loses electrons and another substance gains electrons
- Oxidation Numbers are a system that we can use to keep track of electron transfers

الأكسدة هي فقدان الإلكترونات. الاختزال هو كسب الإلكترونات  
الأكسدة والاختزال يسيران معًا. عندما تفقد مادة الإلكترونات وتكتسب مادة أخرى إلكترونات  
أرقام الأكسدة هو نظام يمكننا استخدامه لتتبع عمليات نقل الإلكترون

# Rules for Assigning Oxidation Numbers

- Free elements are 0
- Ions have the charge indicated
- Metals : Group 1 = +1; Group 2 = +2
- Halogens in binary compounds are usually -1.
- Hydrogen is +1 unless in binary compound with metal, then it is -1
- Oxygen is -2 unless in peroxide when it is -1 or with fluorine when it is +2

# Practice Assigning Oxidation Numbers

|                            |                                                            |
|----------------------------|------------------------------------------------------------|
| $\text{NO}_2$              | <b>N = +4, O = -2</b> $(N + 2(-2) = 0 \Rightarrow N = +4)$ |
| $\text{N}_2\text{O}_5$     | <b>N = +5, O = -2</b>                                      |
| $\text{HClO}_3$            | <b>H = +1, Cl = +5, O = -2</b>                             |
| $\text{HNO}_3$             | <b>H = +1, N = +5, O = -2</b>                              |
| $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ | <b>Ca = +2, N = +5, O = -2</b>                             |
| $\text{KMnO}_4$            | <b>K = +1, Mn = +7, O = -2</b>                             |

# Practice Assigning Oxidation Numbers

|                                   |                                                               |
|-----------------------------------|---------------------------------------------------------------|
| $\text{CaCl}_2$                   | $\text{Ca} = +2, \text{Cl} = -1$                              |
| $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | $\text{K} = +1, \text{Cr} = +6, \text{O} = -2$                |
| $\text{KH}$                       | $\text{K} = +1, \text{H} = -1$                                |
| $\text{NaHCO}_3$                  | $\text{Na} = +1, \text{H} = +1, \text{C} = +4, \text{O} = -2$ |
| $\text{H}_2\text{O}$              | $\text{H} = +1, \text{O} = -2$                                |
| $\text{MgO}$                      | $\text{Mg} = +2, \text{O} = -2$                               |

# Exercise

For each of the following reactions find the element oxidized and the element reduced



# Exercise

For each of the following reactions find the element oxidized and the element reduced



**Br increases from  $-1$  to  $0$  -- oxidized**

**Cl decreases from  $0$  to  $-1$  -- Reduced**

**K remains unchanged at  $+1$**

# Exercise

For each of the following reactions find the element oxidized and the element reduced



- **Mg increases from 0 to +2. It is oxidized**
- **Only N in nitric acid changes from +5 to +4. It is reduced**

# Exercise

For each of the following reactions find the element oxidized and the element reduced



- **N is reduced from +5 to +4. It is reduced**
- **I is increased from 0 to +5 It is oxidized**
- The hydrogen and oxygen remain unchanged.

