College of Environmental Sciences and Technologies

Department of Environmental Health

Analytical Chemistry

1st Class

Sixth Lecture

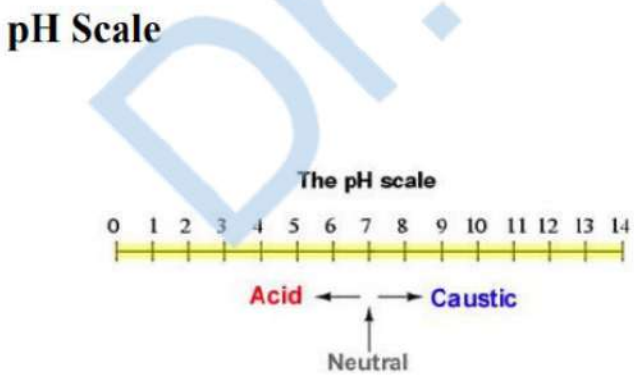
Dr. Liqa'a

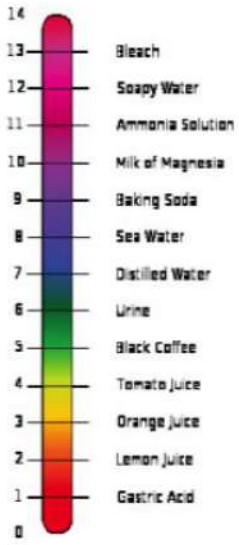
Methods for measuring pH

In its most common interpretation, pH is used to specify the degree of acidity or basicity of an aqueous solution.

في تفسيره الأكثر شيوعا ، يتم استخدام الرقم الهيدروجيني لتحديد درجة الحموضة أو القاعدية لمحلول مائي.

pH Scale





Dr. Liqaa

Why pH measurements are important?

1. Measurement of pH of a solution is necessary to judge whether the liquid is acidic, alkaline or neutral .
2. The application areas are food and beverage industry, aquarium, gardening, medicine, biology, chemistry, agriculture, forestry, food science, environmental science, oceanography, civil engineering and many other applications.
3. Measurement of pH of liquids is necessary in many condensate systems as a check on corrosion, in pharmaceuticals and drug production for maximum yield, in food manufacturing to reduce spoilage and improve taste and in innumerable chemical processes.
4. The continuous monitoring of blood pH is essential for proper treatment of patients suffering from metabolic and respiratory problems.

1. قياس الرقم الهيدروجيني للمحلول ضروري للحكم على ما إذا كان السائل حمضيا أو قلويا أو متعادلا.

2. مجالات التطبيق هي صناعة الأغذية والمشروبات ، وأحواض السمك ، والبستنة ، والطب ، والبيولوجيا ، والكيمياء ، والزراعة ، والغابات ، وعلوم الأغذية ، والعلوم البيئية ، وعلم المحيطات ، والهندسة المدنية والعديد من التطبيقات الأخرى.

3. يعد قياس درجة الحموضة في السوائل ضروريا في العديد من أنظمة المكثفات كفحص للتآكل ، وفي المستحضرات الصيدلانية وإنتاج الأدوية لتحقيق أقصى قدر من الغلة ، وفي تصنيع الأغذية لتقليل التلف وتحسين الذوق وفي العمليات الكيميائية التي لا حصر لها.

4. المراقبة المستمرة لدرجة الحموضة في الدم ضرورية للعلاج المناسب للمرضى الذين يعانون من مشاكل التمثيل الغذائي والجهاز التنفسي.

pH in living systems

The pH of blood is usually slightly basic with a value of pH 7.365. This value is often referred to as physiological pH in biology and medicine.

The pH of different cellular compartments, body fluids, and organs is usually tightly regulated in a process called acid-base homeostasis.

The most common disorder in acid-base homeostasis is acidosis, which means an acid overload in the body, generally defined by pH falling below 7.35

عادة ما يكون الرقم الهيدروجيني للدم قاعديا قليلا وقيمته 7.365. غالبا ما يشار إلى هذه القيمة باسم الرقم الهيدروجيني الفسيولوجي في علم الأحياء والطب. عادة ما يتم تنظيم الأس الهيدروجيني للحجيرات الخلوية المختلفة وسوائل الجسم والأعضاء بإحكام في عملية تسمى الاتزان الداخلي الحمضي القاعدي. الاضطراب الأكثر شيوعا في الاتزان الحمضي القاعدي هو الحماض ، مما يعني زيادة الحمل الحمضي في الجسم ، والذي يتم تحديده عموما من خلال انخفاض الرقم الهيدروجيني إلى أقل من 7.35

Compartment	pH
Gastric acid	1
Lysosomes	4.5
Granules of chromaffin cells	5.5
Human skin	5.5
Urine	6.0
Neutral H2O at 37 °C	6.81
Cytosol	7.2
Cerebrospinal fluid (CSF)	7.3
Blood	7.34–7.45
Mitochondrial matrix	7.5
Pancreas secretions	8.1

How do you Measure pH ? Ways of measuring pH

The methods for measuring pH fall roughly into the following four categories:

- Indicator methods
- Metal-electrode methods (including the hydrogen-electrode method, quinhydron-electrode method and antimony-electrode method)
- Glass-electrode methods
- Semiconductor sensor methods

Dr. Lidaa

pH calculations

pH is defined as the negative logarithm of the hydrogen ion concentration [H+]

i.e pH = - log [H+]

$pH = - Log_{10} [H_3O^+]$

$[H_3O^+]=[OH^-]$ at PH =7

$pOH = -Log_{10} [OH^-]$

pOH is sometimes used as a measure of the concentration of hydroxide ions, OH^-.

$pOH = -Log_{10} [OH^-]$

pOH values are derived from pH measurements. The concentration of hydroxide ions in water is related to the concentration of hydrogen ions by

$$[OH^-] = \frac{K_W}{[H^+]}$$

We know that $K_W = 10^{-14}$ and we know that $(-\log [H_3O^+])$ is *p*H

where K_W is the self-ionization constant of water. Taking logarithms,

$$pOH = pK_W - pH.$$

So, at room temperature, $pOH \approx 14 - pH$.

pH +pOH = 14

Dr. Liqaa

Calculating pH of Strong Acid and Base Solutions

Strong Acids	Strong Bases
perchloric acid ($HClO_4$)	lithium hydroxide ($LiOH$)
hydrochloric acid (HCl)	sodium hydroxide ($NaOH$)
hydrobromic acid (HBr)	potassium hydroxide (KOH)
hydroiodic acid (HI)	calcium hydroxide ($Ca(OH)_2$)
nitric acid (HNO_3)	strontium hydroxide ($Sr(OH)_2$)
sulfuric acid (H_2SO_4)	barium hydroxide ($Br(OH)_2$)

Examples:

1) Calculate pH solution of KOH with concentration (0.005) M

مثال/ أحسب pH لمحلول من KOH ذو تركيز M (0.005) ؟

Solution

$pOH = -Log_{10}[OH^-]$

$pOH = -Log_{10}[0.005]$

$pOH = 2.3$

$pH + pOH = 14$

$pH = 14 - POH$

$pH = 14 - 2.3$

$pH = 11.7$

Dr. Liqaa

2) Calculate the pH of a solution with 1.2345×10^{-4} M HCl, a strong acid.

The solution of a strong acid is completely ionized. That is, this equation goes to completion

$$HCl(aq)\longrightarrow H(aq)+Cl^{-}(aq)$$

Thus, $[H+] = 1.2345\times10^{-4}$

$pH=-\log(1.2345\times10^{-4}) = 3.90851$

3) Calculate the pH of a solution containing 1.2345×10^{-4} M Ca(OH)2?

Based on complete ionization of

$$Ca(OH)2\rightarrow Ca+2 + 2OH$$

$[OH^{-}] = 2\times1.2345\times10^{-4} = 2.4690\times10^{-4}$ M
$pOH = -\log(2.4690\times10^{-4}) = 3.6074$
$pH = 14-pOH$
$pH = 14-3.6074$
$pH = 10.39$

Calculating the pH of weak Acids & Weak Bases

Weak acids only partially dissociate in aqueous solutions and reach a condition of equilibrium, therefore how much they dissociate is given by the equilibrium equation for that acid in solution:
The dissociation of HA and its K_a expression:

$$HA \rightleftharpoons H^{+} + A^{-}$$

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

Where K_a is the acid dissociation constant.
$[H^{+}]$ is the hydrogen ion concentration.
[A-] is the concentration of the anion.
and [HA] is the concentration of the weak acid.

$PKa = -Log_{10}\,Ka$

Dr Liqaa

Weak bases also only partially dissociate in aqueous solutions and reach a condition of equilibrium. The equation for the partial dissociation of a base is then the equilibrium equation for that base in solution:

The dissociation of BOH and its K_b expression:

$$BOH \rightleftharpoons B^+ + OH^-$$

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

[OH-] = Hydroxide concentration

[B+] = Ion concentration

[B] = Weak base concentration

$PKb = -\log_{10} Kb$

Example/ PKa of formic acid is equal to 3.77 at a temperature of 25 C. Calculate the pH of 0.01 M solution of formic acid?

مثال / PKa لحامض الفورميك يساوي 3.77 عند درجة حرارة 25 C اوجد pH محلول 0. 01 M من حامض الفورميك ؟

0.01 M	X M	XM

$$HCO_2H + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CO_2H^-$$

$$\mathbf{Ka = \frac{[H_3O^+]\,.\,[CO_2H^-]}{[HCO_2H]}}$$

$PKa = -\log_{10} Ka$

$3.77 = -\log_{10} Ka$

$Ka = 10^{-Pka}$

$Ka = 10^{-2.33} = 1.69 * 10^{-4}$

$$Ka = \frac{x2}{(0.01-x)}$$

Dr. Liqaa

$[H_3O^+] = X = 1.22* 10^{-3} M$

$pH = - Log_{10} [H_3O^+]$

$pH = -Log_{10} 1.22*10^{-3}$

$pH = 2.91$

pH change during strong acid titration with a strong base

تغير ال pH اثناء تسحيح حامض قوي مع قاعدة قوية :

The concentration of hydronium and hydroxide ions can be calculated from the concentration of a strong acid or a strong base because they are completely ionized

pH change during titration can be tracked as in the following example

يمكن حساب تركيز ايون الهيدرونيوم والهيدروكسيد من تركيز الحامض القوي او القاعدة القوية لانهما يتأينان تأين تام.

ويمكن تتبع تغير ال pH أثناء التسحيح كما في المثال التالي :

Example / 50 ml of 0.1 M (HCl) was titrated with a 0.1 M solution of base (NaOH) Calculate the pH of the HCl solution at

A - starting point

B- After adding 5 ml of base

C - after adding 10 ml of base

D- After adding 15 ml of base

مثال / تم تسحيح 50 ml من 0.1 M (HCl) مع محلول 0.1 M من القاعدة (NaOH) أحسب ال pH لمحلول HCl عند :

أ–نقطة البداية.

ب– بعد أضافة 5 ml من القاعدة .

ج– بعد أضافة 10 ml من القاعدة .

د– بعد أضافة 15 ml من القاعدة.

Solution

الحل /

0.1M	0.1M	0.1M

$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

a) Since the acid is strong and completely ionizes

بما ان الحامض قوي ويتأين تأين تام

$pH = -\log_{10} [H_3O^+]$

$pH = -\log_{10} [\ 0.1\ ]$

$pH = 1$

b) We calculate the number of millimoles of acid in the original

نحسب عدد الملي مول للحامض في الأصل

Number of millimoles = concentration × Volume (ml)

عدد الملي مولات = التركيز × (ml) الحجم

0.1 * 50 = 5 m mole of HCl

Number of millimoles of the base = concentration of the base * volume (ml)

عدد ملي مولات القاعدة = تركيز القاعدة * الحجم (ml)

0.1 * 5 = 0.5 m mole of NaOH

Number of millimoles of acid remaining = number of millimoles of total acid – number of millimoles of base equivalent to acid

عدد ملي مولات الحامض المتبقي = عدد ملي مولات الحامض الكلية – عدد ملي مولات القاعدة المكافئة للحامض

5 – 0.5 = 4.5 m mole of HCl

Hydronium ion concentration = number of millimoles remaining ÷ total volume in flask

تركيز ايون الهيدرونيوم = عدد ملي مولات المتبقية ÷ الحجم الكلي بالدورق

$4.5 \div 55 = 8.18 \times 10^{-2}$ M $[H_3O^+]$

$pH = -\log_{10} [H_3O^+]$

$pH = 1.09$

Dr. Liqaa

c) Number of millimoles of the base = concentration of the base * volume (ml)

عدد ملي مولات القاعدة = تركيز القاعدة * الحجم (ml)

Millimole of the base 0.1 * 10 = 1

ملي مول من القاعدة 0.1 * 10 = 1

Millimole remaining acid 5-1 = 4

ملي مول متبقي من الحامض 5− 1 = 4

Hydronium ion concentration = number of millimoles remaining ÷ total volume in flask

تركيز ايون الهيدرونيوم = عدد ملي مولات المتبقية ÷ الحجم الكلي بالدورق

4.0÷60 = 0.066 M $[H_3O^+]$

pH = $-\log_{10}[H_3O^+]$

pH = $-\log_{10}[0.066]$

pH= 1.18

d) Number of millimoles of the base = concentration of the base * volume (ml)

عدد ملي مولات القاعدة = تركيز القاعدة * الحجم (ml)

Millimole of the base 0.1 * 15 = 1.5

ملي مول من القاعدة 0.1 * 15 = 1.5

Millimol remaining acid 5 – 1.5 = 3.5

ملي مول متبقي من الحامض 5 − 1.5 = 3.5

Hydronium ion concentration = number of millimoles remaining ÷ total volume in flask

تركيز ايون الهيدرونيوم = عدد ملي مولات المتبقية ÷ الحجم الكلي بالدورق

3.5÷65 = 0.0538 M $[H_3O^+]$

pH = $-\log_{10}[H_3O^+]$

pH = $-\log_{10}[0.0538]$

pH= 1.23

Dr. Liqaa