1. Principles

Measurement of pH is one of the most important and frequently used tests in water chemistry. Practically every phase of water supply and wastewater treatment (e.g., acid–base neutralization, water softening, precipitation, coagulation, disinfection, and corrosion control) is pH-dependent. pH is used in alkalinity and carbon dioxide measurements and many other acid–base equilibria. At a given temperature the *intensity* of the acidic or basic character of a solution is indicated by pH or hydrogen ion activity. Alkalinity and acidity are the acid- and base-neutralizing capacities of a water and usually are expressed as milligrams CaCO3 per liter. Buffer capacity is the amount of strong acid or base, usually expressed in moles per liter, needed to change the pH value of a 1-L sample by 1 unit. pH as defined by Sorenson1 is −log [H+]; it is the “intensity” factor of acidity. Pure water is very slightly ionized and at equilibrium the ion product is



and



where:

[H+] = activity of hydrogen ions, moles/L,

[OH−] = activity of hydroxyl ions, moles/L, and

*Kw* = ion product of water.

Because of ionic interactions in all but very dilute solutions, it is necessary to use the “activity” of an ion and not its molar concentration. Use of the term pH assumes that the activity of the hydrogen ion, *a*H+, is being considered. The *approximate*equivalence to molarity, [H+] can be presumed only in very dilute solutions (ionic strength <0.1).

A logarithmic scale is convenient for expressing a wide range of ionic activities. Equation 1 in logarithmic form and corrected to reflect activity is:

|  |
| --- |
| ((2)) |



or



where:

pH† = log10 *a*H+ and

pOH = log10 *a*OH−.

Equation 2 states that as pH increases pOH decreases correspondingly and vice versa because pK*w* is constant for a given temperature. At 25°C, pH 7.0 is neutral, the activities of the hydrogen and hydroxyl ions are equal, and each corresponds to an approximate activity of 10−7 moles/L. The neutral point is temperature-dependent and is pH 7.5 at 0°C and pH 6.5 at 60°C.

The pH value of a highly dilute solution is approximately the same as the negative common logarithm of the hydrogen ion concentration. Natural waters usually have pH values in the range of 4 to 9, and most are slightly basic because of the presence of bicarbonates and carbonates of the alkali and alkaline earth metals.

1. اصول

اندازه گیری pH یکی از مهمترین و معمول ترین آزمایشات در شیمی آب است. تقریبا هر مرحله از تامین آب و تصفیه فاضلاب (به عنوان مثال، خنثی سازی اسید-باز، نرم سازی آب، ته نشینی، انعقاد، ضدعفونی کردن و کنترل خوردگی) به PH وابسته است. pH در اندازه گیری قلیائیت و دی اکسید کربن و بسیاری دیگر از تعادلات اسید و باز استفاده می شود. در دمای مشخصی، شدت فعالیت اسیدی یا بازی یک محلول با pH یا فعالیت یون هیدروژن نشان داده می شود. قلیائیت و اسیدیته، ظرفیت خنثی سازی اسید و باز موجود در آب هستند و معمولا به صورت میلی گرم کلسیم کربنات در لیتر بیان می شوند. ظرفیت بافر مقدار اسید یا باز قوی است (معمولا به صورت مول بر لیتر بیان می شود)، که مورد نیاز است برای اینکه مقدار PH یک نمونه ی 1 لیتری به مقدار 1 واحد تغییر کند. pH همانطور که توسط Sorenson1 تعریف شده است -log [H +] می باشد؛ که در واقع فاکتوری از "شدت" اسیدی بودن است. آب خالص به مقدار بسیار کمی یونیزه شده و در تعادل با محصولات یونی است

((1))



و



جایی که:

[H +] = فعالیت یونهای هیدروژن، مول / L

[OH-] = فعالیت یون های هیدروکسیل، مول / L و

Kw = محصول یونی آب.

به دلیل اثر متقابل و برهم کنش های یونی در تمام محلولهای بسیار رقیق شده، لازم است از "فعالیت" یون و نه غلظت مولی آن استفاده شود. در استفاده از اصطلاح pH فرض می شود که فعالیت یون هیدروژن، aH + در نظر گرفته شده. به دلیل هم ارزی تقریبی با مولاریته، به جای فعالیت از [H +] تنها در محلول های بسیار رقیق (قدرت یونی <0.1) استفاده می شود.

مقیاس لگاریتمی برای بیان طیف گسترده ای از فعالیت های یونی مناسب است. معادله 1 در فرم لگاریتمی و اصلاح شده برای بازتاب فعالیت بیان شد:

((2))



یا



جایی که:

pH = log10 aH + و

pOH = log10 aOH-.

معادله 2 بیان می کند که به دلیل افزایش pH، pOH به طور معکوس کاهش می یابد و برعکس، به دلیل اینکه pKw در دمای معین ثابت است. در دمای 25 درجه سانتیگراد، pH 7.0 خنثی است، فعالیت های هیدروژن و یون های هیدروکسیل برابر است و هر کدام به فعالیت تقریبی 10-7 مول / لیتر مطابق است. نقطه خنثی وابسته به دما است و pH 7.5 در دمای 0 درجه سانتیگراد و pH 6.5 در دمای 60 درجه سانتیگراد pH خنثی می باشد.

مقدار pH یک محلول بسیار رقیق شده تقریبا برابر با لگاریتم منفی غلظت یون هیدروژن است. آبهای طبیعی معمولا دارای pH در محدوده 4 تا 9 هستند و اکثر آنها به دلیل حضور بی کربنات ها و کربنات های فلزات قلیایی و قلیایی خاکی، بازی هستند.

تصویر سایت:

