

خود را بیازمایید

۱- این شکل‌ها واکنش دو قطعه نوار منیزیم یکسان را با محلول دو اسید متفاوت در دما و غلظت یکسان نشان می‌دهند.



(آ)



(ب)

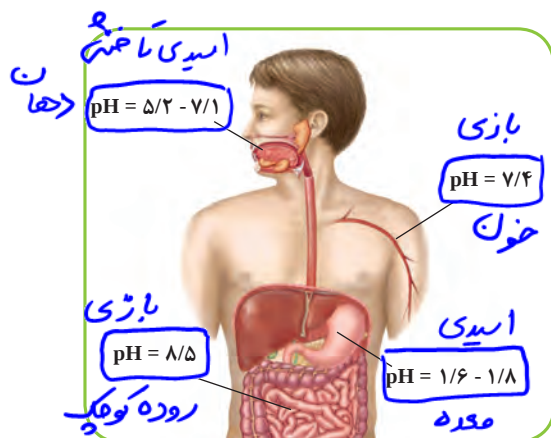
آ) سرعت کدام واکنش بیشتر است؟ چرا؟
 ب) غلظت یون هیدرونیوم در محلول کدام اسید بیشتر است؟ چرا؟
 پ) اگر ثابت یونش یک اسید، K_{a1} و دیگری K_{a2} باشد، ثابت یونش این دو اسید را با یکدیگر مقایسه کنید و پاسخ خود را توضیح دهید. $K_{a1} > K_{a2}$ - در ظرف آید قوی و ضعیف است.

۲- باران اسیدی حاوی نیتریک اسید و سولفوریک اسید است در حالی که باران معمولی حاوی کربنیک اسید است. با مراجعه به جدول توضیح دهید در کدام باران غلظت یون هیدرونیوم بیشتر است؟ چرا؟ ثابت یونش کربنیک اسید را 4.5×10^{-7} در نظر بگیرید.

باران اسیدی - نیتریک اسید و سولفوریک اسید قوی هستند در حالی که کربنیک اسید ضعیف است.

pH، مقیاسی برای تعیین میزان اسیدی بودن

با کاغذ pH و تغییر رنگ آن در محلول‌های اسیدی و بازی آشنا هستید. این تغییر رنگ معیاری برای تشخیص اسیدی یا بازی بودن محلول‌ها است. افزون بر این، رنگی که این کاغذ درون یک محلول به خود می‌گیرد، نشان‌دهنده pH تقریبی آن محلول است. pH برخی سامانه‌ها در شکل ۸ نشان داده شده است.



CaO (بهرت خنثی سازی اسید)



شکل ۸ - pH محلول موجود در چند سامانه، محلول کدام سامانه اسیدی و کدام سامانه بازی است؟

آیا می‌دانید چه رابطه‌ای بین pH و غلظت یون هیدرونیوم موجود در محلول برقرار است؟ برای نمونه برای محلولی با $pH = 3.7$ غلظت یون هیدرونیوم چقدر است؟ چگونه باید آن را حساب کرد؟

آب دریاچه اسیدی (آب دریاچه اسیر شده است)

پیوند با ریاضی

در درس ریاضی با لگاریتم آشنا شدید. تابعی که به صورت زیر بیان می‌شود:

$$\log^x = \log x$$

مفهوم لگاریتم

$$\log_a x = b \leftrightarrow x = a^b$$

لگاریتم ضرب

$$\log ab = \log a + \log b$$

لگاریتم تقسیم

$$\log \frac{a}{b} = \log a - \log b$$

لگاریتم عدد توان n

$$\log a^n = n \log a$$

(آ) با توجه به رابطه بالا، جاهای خالی زیر را پر کنید.

$$\log 2 = 0.30 \rightarrow 2 = 10^{0.30}$$

$$\log 3 = 0.48 \rightarrow 3 = 10^{0.48}$$

$$\log 7 = 0.85 \rightarrow 7 = 10^{0.85}$$

ب) با استفاده از لگاریتم های بالا، بنویسید در هر مورد زیر به جای ؟ چه عددی باید قرار گیرد؟

$$\log 21 = ? \quad \log 2 \times 7 = \log 2 + \log 7 = 0.30 + 0.85 = 1.15$$

$$\log 0.8 = ? \quad \log \frac{2}{10} = \log 2 - \log 10 = 0.30 - 1 = -0.70$$

$$\log ? = 1.85 \quad 10^{1.85} = 10 \times 10^{0.85} = 10 \times 7 = 70$$

۲- شیمی دان ها کمیت pH را با تابع لگاریتم به صورت زیر بیان می کنند.

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

با توجه به این رابطه، جدول زیر را کامل کنید.

[H ⁺]	pH	خاصیت محلول
3×10^{-9}	۸.۵۲	بازی
10^{-4}	۴	اسیدی
$1/8 \times 10^{-2}$	۱.۷۴	اسیدی

$$-\log 2 \times 3 \times 10^{-3} = 3 - 0.30 - 2(0.48) = 1.74$$

۳- دانش آموزی مطابق روند زیر غلظت یون هیدرونیوم را برای شیر ترش شده با $pH = 2.7$

به درستی حساب کرده است. در این روند هر یک از جاهای خالی را با عدد مناسب پر کنید.

$$pH = -\log [H^+] \rightarrow [H^+] = 10^{-pH} \xrightarrow{pH=2.7} [H^+] = 10^{-2.7} = 10^{-3} \times 10^{-0.7} = 2 \times 10^{-3}$$

۴- جدول زیر را کامل کنید.

[H ⁺]	pH	خاصیت محلول
7×10^{-3}	2.15	اسیدی
$3/6 \times 10^{-4}$	3.44	اسیدی
4×10^{-12}	11.4	بازی
۱	۰	اسیدی

$$10^{-11.4} = 10^{-12} \times 10^{0.6} = (10^{0.3})^2 \times 10^{-12} = 4 \times 10^{-13}$$

آیا می دانید

روش بسیار دقیقی برای اندازه گیری غلظت یون هیدرونیوم موجود در یک محلول وجود دارد که به کمک pH سنج های دیجیتال انجام می گیرد. این pH سنج ها با تقویت ولتاژ کوچکی که با وارد کردن الکترود دستگاه درون محلول ایجاد می شود و نمایش نتیجه روی صفحه نمایشگر، مقدار pH آن محلول را مشخص می کند.



$$-\log (3 \times 10^{-9}) = 9 - \log 3 = 8.52$$



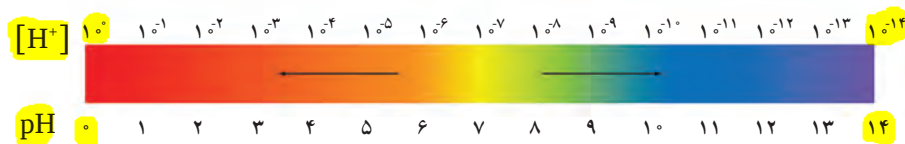
● شیر ترش شده، خاصیت اسیدی

داشته و $pH < 7$ دارد.

$$10^{-2.15} = 10^{-3} \times 10^{0.85} = 7 \times 10^{-3}$$

$$-\log 2 \times 3 \times 10^{-5} = 5 - 2(0.30) - 2(0.48) = 3.44$$

اینک می‌پذیرید که برای پرهیز از بیان غلظت‌های کم و بسیار کم یون هیدرونیوم می‌توان از کمیت pH استفاده کرد زیرا اعدادی به مراتب ساده‌تر و قابل فهم‌تر ارائه می‌دهد. این کمیت برای محلول‌های آبی در دمای اتاق با اعدادی در گستره ۰ تا ۱۴ بیان می‌شود (نمودار ۲).



نمودار ۲- گستره تغییر pH برای محلول‌های آبی در دمای اتاق

به نظر شما چرا گستره تغییر pH در محلول‌های آبی و در دمای اتاق از ۰ تا ۱۴ است؟ یافته‌های تجربی نشان می‌دهد که آب و همه محلول‌های آبی، محتوی یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید هستند. اما کاغذ pH در برخی محلول‌ها و آب خالص تغییر رنگ نمی‌دهد، رفتاری که تأیید می‌کند که غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید در این سامانه‌ها با یکدیگر برابر است ($[H^+] = [OH^-]$). به همین دلیل چنین سامانه‌هایی، خنثی هستند.

با هم بیندیشیم

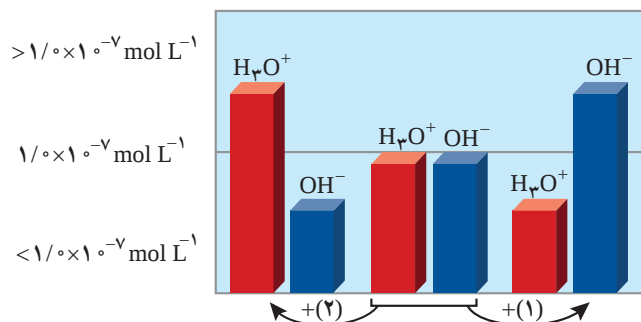
۱- آزمایش‌های دقیق نشان می‌دهند که آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد. این ویژگی بیانگر وجود مقدار بسیار کمی از یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید است. در واقع در یک نمونه از آب خالص شمار بسیار ناچیزی از مولکول‌های H_2O به یون‌های $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ یونیده می‌شوند. جالب این است که اندازه‌گیری‌ها و یافته‌های تجربی در دمای اتاق برای آب و محلول‌های آبی رابطه زیر را تأیید می‌کنند:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

(آ) غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید را در دمای اتاق برای آب خالص حساب کنید.

(ب) pH آب خالص و محلول‌های خنثی^۱ را در دمای ۲۵ °C حساب کنید.

۲- شکل زیر تغییر غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید را هنگام افزودن هر یک از مواد ۱ و ۲ به آب خالص نشان می‌دهد. با توجه به آن به پرسش‌ها پاسخ دهید.



آیا می‌دانید

حتی در خالص‌ترین نمونه آب، مقادیر ناچیزی یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید وجود دارد. یون‌هایی که به دلیل جابه‌جایی یون هیدروژن از یک مولکول آب به دیگری تولید می‌شوند. این ویژگی سبب می‌شود که هر نمونه آب خالص در دمای ثابت (مانند ۲۵ °C) یک سامانه تعادلی به شمار آید.

$2H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$
مقدار ثابت این تعادل در دمای اتاق برابر با 1×10^{-14} است.

آ) کدام یک از مواد افزوده شده اسید آرنیوس است؟ چرا؟ ۲ - غلظت H_3O^+ اتران یافته است.
 ب) غلظت یون های هیدرونیوم و هیدروکسید را در محلول بازی با یکدیگر مقایسه کنید. $[OH^-] > [H_3O^+]$

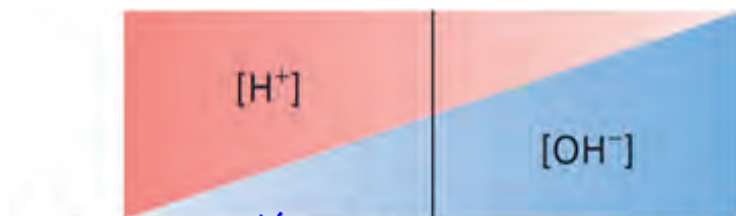
پ) آیا می توان گفت در محلول های اسیدی، یون هیدروکسید وجود ندارد؟ توضیح دهید.
 خیر - زیرا حاصل ضرب $[H^+]$ در $[OH^-]$ عدد ثابت است و این مقدار صفر نمی شود.

۳- گروهی از دانش آموزان برای نمایش تغییر غلظت یون های هیدرونیوم و هیدروکسید در

محلول های آبی و دمای اتاق، الگوی زیر را طراحی کرده اند. جاهای خالی را پر کنید و اساس

کار آنها را توضیح دهید. به دلیل اینکه $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ ، با افزایش غلظت H^+ ، غلظت OH^- کاهش می یابد و بالعکس.

$$[H^+] = 10^{-1} \text{ mol L}^{-1} \quad [H^+] = 10^{-7} \text{ mol L}^{-1} \quad [H^+] = 10^{-14} \text{ mol L}^{-1}$$



$$[OH^-] = 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad [OH^-] = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad [OH^-] = 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

۴- در نمودار زیر برای محلول آمونیاک، ستون نشان دهنده غلظت یون هیدروکسید و برای

اسید معده، ستون نشان دهنده غلظت یون هیدرونیوم را رسم کنید.

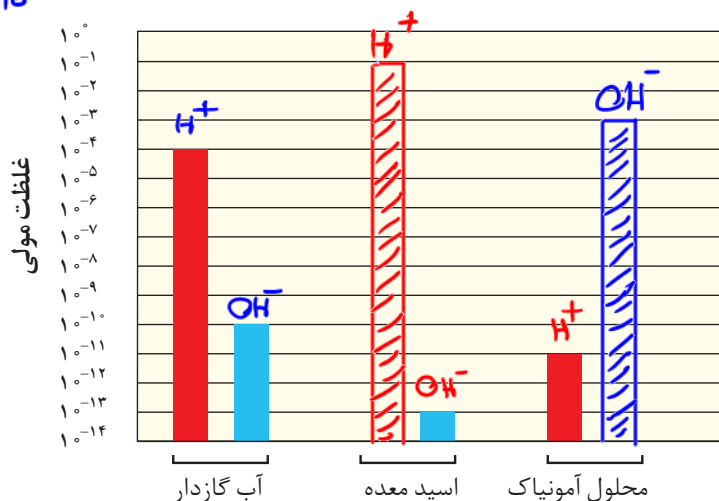
$$[OH^-] = 10^{-10} \quad [H^+] = 10^{-4} \quad \text{آب گازدار}$$

$$[H^+] \times 10^{-13} = 10^{-14} \quad \text{اسید معده}$$

$$[H^+] = 10^{-1}$$

$$[OH^-] \times 10^{-11} = 10^{-14} \quad \text{محلول آمونیاک}$$

$$[OH^-] = 10^{-3}$$



اسیدی

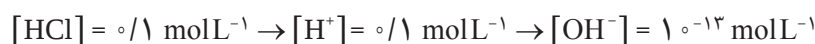
اسیدی

بازی

پی بردید که هر اندازه غلظت یکی از یون های هیدرونیوم یا هیدروکسید در محلولی بیشتر

شود به همان نسبت از دیگری کاسته خواهد شد، تا حاصل ضرب غلظت این یون ها در دمای

اتاق برابر با 10^{-14} شود. با این توصیف برای محلول HCl $10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$ می توان نوشت:



۲- HCl اسید قوی است و غلظت H^+ در محلول آن بسیار است بنابراین pH کم است.

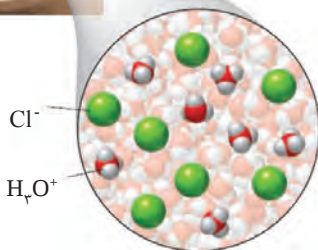
خود را بیازمایید

۱- در دما و غلظت یکسان، pH کدام محلول زیر کمتر است؟ چرا؟



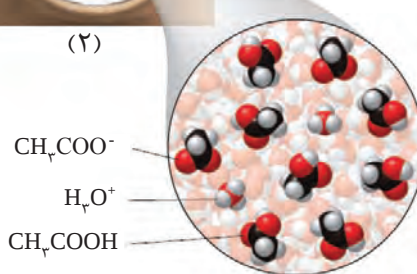
(۱)

HCl(aq)
اسید قوی



(۲)

CH₃COOH(aq)
اسید ضعیف



$$\begin{aligned} M &= [H^+] = 4 \times 10^{-3} \\ pH &= -\log 4 \times 10^{-3} \\ &= 3 - \log 4 = 2.6 \\ [H^+][OH^-] &= 10^{-14} \\ 4 \times 10^{-3} [OH^-] &= 10^{-14} \\ \Rightarrow [OH^-] &= 2.5 \times 10^{-12} \end{aligned}$$

۲- جدول زیر را کامل کنید.

نام محلول	غلظت محلول	$[H^+]$	$[OH^-]$	pH	درصد یونش
هیدروکلریک اسید اسید قوی	۰/۰۰۴	۰/۰۰۴	2.5×10^{-12}	۲/۶	۱۰۰
هیدروفلوئوریک اسید اسید ضعیف	۰/۰۰۴	10^{-4}	10^{-10}	۴	۲/۵
نیتریک اسید اسید قوی	2×10^{-4}	2×10^{-4}	5×10^{-11}	۳/۷	۱۰۰
نمونه‌ای از آب یک دریاچه		3×10^{-9}	$\frac{1}{3} \times 10^{-6}$	۸/۵۲	

$$\begin{aligned} \alpha &= 2.5 \times 10^{-3} \\ [H^+] &= M \alpha = 10^{-4} \\ pH &= 4 \\ 10^{-4} \times [OH^-] &= 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-10} \\ [H^+] &= 10^{-pH} = 10^{-2.6} \\ &= 10^{-3} \times 10^{-0.6} = 2 \times 10^{-4} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [H^+] &= 10^{-8.15} = 10^{-8} \times 10^{-0.15} = 7 \times 10^{-9} \\ 7 \times 10^{-9} \times [OH^-] &= 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{1}{7} \times 10^{-6} \end{aligned}$$

$$7 \times 10^{-9} \times [OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{1}{7} \times 10^{-6}$$

بازهای معروفی مانند سود سوزآور (NaOH) و پتاس سوزآور (KOH) بسیار قوی هستند

به طوری که موادی خورنده به شمار می‌روند. در محلول آبی این مواد $[OH^-] > [H^+]$ و pH محلول آنها در دمای اتاق در گستره ۷ تا ۱۴ خواهد بود. بدیهی است که هر چه غلظت یون هیدروکسید در محلول آنها بیشتر باشد، pH بزرگ‌تر و به ۱۴ نزدیک‌تر است. برای نمونه pH

$$[H^+] \times 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = 10^{-14} \Rightarrow pH = 14 \text{ (چرا؟)}$$

بازها کاربردهای گسترده‌ای در زندگی روزانه دارند که از جمله آنها می‌توان به شیشه پاک‌کن

و لوله بازکن اشاره کرد (شکل ۹).

واژه قلیا به معنی خاکستر باقی‌مانده از سوختن گیاهان است که چربی‌ها را در خود حل می‌کند. قلیاها، بازهای محلول در آب هستند. فلزهای گروه ۱ در جدول دوره‌ای به فلزهای قلیایی معروف‌اند زیرا اغلب ترکیب‌های آنها در آب خاصیت بازی یا قلیایی دارد.

● بازها نیز همانند اسیدها ثابت یونش دارند که آن را با K_b نمایش می‌دهند. بدیهی است در دمای معین هر چه K_b بزرگتر باشد، آن باز قوی‌تر است.

آیا می‌دانید

بازهای آلی مانند آمین‌ها، اندکی در آب یونیده می‌شوند و از جمله بازهای ضعیف به‌شمار می‌آیند.

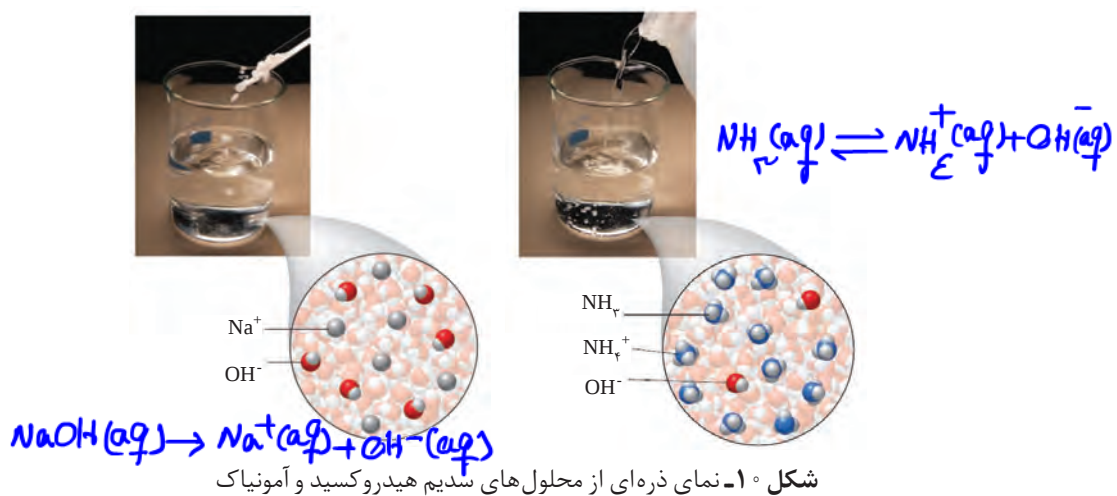


شکل ۹- دو نمونه محلول بازی در دما و غلظت یکسان، (آ) آمونیاک و (ب) سدیم هیدروکسید

آمونیاک از جمله بازهای ضعیف^۱ است. به طوری که در محلول آن افزون بر مقدار کمی از یون‌های آب پوشیده، شمار بسیاری از مولکول‌های آمونیاک نیز یافت می‌شود (شکل ۱۰).

آیا می‌دانید

آمونیاک به دلیل تشکیل پیوندهای هیدروژنی، در آب به خوبی حل می‌شود. انحلال این ماده به‌طور عمده مولکولی است و محلول آن حاوی شمار اندکی از یون‌های $NH_4^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ است. از این رو برای توجیه خاصیت بازی محلول آمونیاک، می‌توان آن را به‌صورت $NH_4OH(aq)$ در نظر گرفت. محلولی که یک سامانه تعادلی است.



خود را بیازمایید

۱- شکل‌های زیر رسانایی الکتریکی دو محلول بازی را در شرایط یکسان نشان می‌دهند. با توجه به آن به پرسش‌ها پاسخ دهید.



$$pH + pOH = 14 \Rightarrow 7 + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 7 \Rightarrow -\log [OH^-] = 7 \Rightarrow [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow pOH = 7$$

۲- مجموع غلظت یون‌های آن کمند بوده (رسانایی الکتریکی کمند بوده) پس باز ضعیف‌تر است. (آ) کدام محلول نشان دهنده باز ضعیف‌تری است؟ چرا؟

(ب) پیش‌بینی کنید کدام محلول می‌تواند به عنوان لوله بازکن استفاده شود؟ چرا؟

۱- زیرا باز قوی‌تری است.

۲- اگر در ۱۰۰ میلی‌لیتر از یک محلول، ۰.۲٪ مول از پتاسیم هیدروکسید وجود داشته باشد:

$$[OH^-] = \frac{0.2}{100} = 0.002 \text{ mol/L} \Rightarrow pOH = -\log(0.002) = 2.7 \Rightarrow pH = 14 - 2.7 = 11.3$$

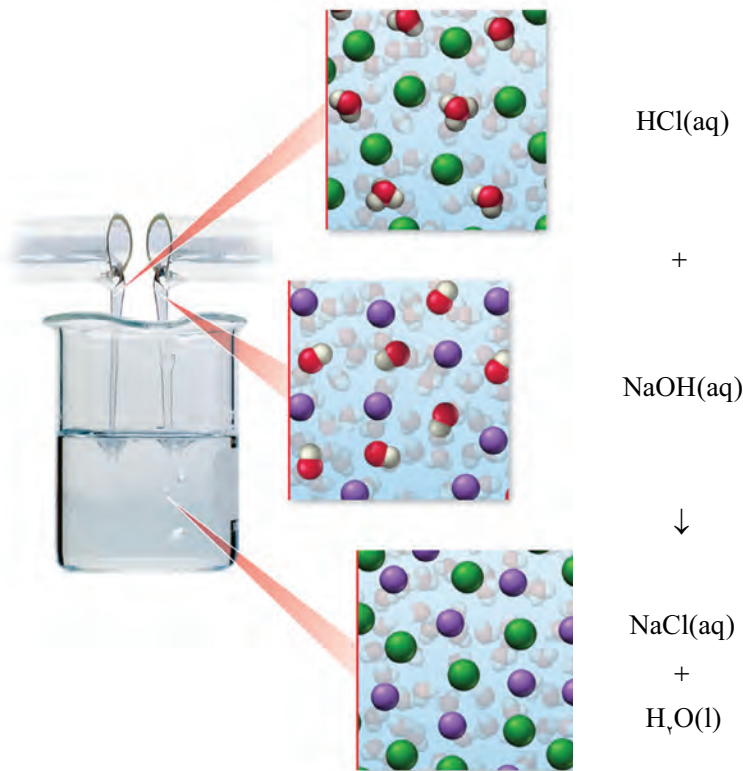
(ب) حساب کنید pH سنج دیجیتال چه عددی را برای این محلول نشان می‌دهد؟

$$[H^+] = 10^{-14} \Rightarrow pH = 14 - 7 = 7 \Rightarrow [H^+] = 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow pH = 7$$

بالا رصم ۳ روش ۲

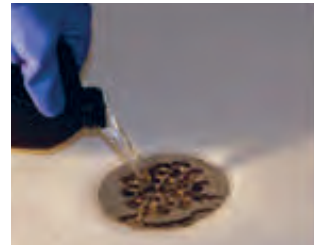
شوینده‌های خورنده چگونه عمل می‌کنند؟

با برخی رفتارهای اسیدها و بازها آشنا شدید. یکی از رفتارهای جالب و پرکاربرد آنها واکنش‌های شیمیایی است که بین این دو دسته از مواد انجام می‌شود. برای نمونه به واکنش بین محلول هیدروکلریک اسید با سدیم هیدروکسید توجه کنید (شکل ۱۱).



شکل ۱۱- نمای ذره‌ای از یک واکنش اسید-باز

اگر با دقت این معادله شیمیایی را بررسی کنید در می‌یابید که یون‌های هیدرونیوم در واکنش با یون‌های هیدروکسید به مولکول‌های آب تبدیل می‌شوند در حالی که یون‌های $Na^+(aq)$ و $Cl^-(aq)$ دست نخورده باقی می‌مانند. به همین دلیل می‌توان معادله واکنش میان اسید و بازهایی از این



- هنگام استفاده از محلول غلیظ سدیم هیدروکسید به عنوان لوله‌بازکن، رعایت نکات ایمنی ضروری است، زیرا تماس این محلول با بدن و تنفس بخارات آن آسیب جدی به دنبال دارد.

آیا می‌دانید

محلول استیک اسید یک پاک‌کننده بوده و خاصیت ضد عفونی‌کنندگی نیز دارد. استفاده از این اسید و محلول‌های اسیدی دیگر برای پاک کردن سنگ مرمر مناسب نیست زیرا سبب می‌شود لایه‌ای از سنگ مرمر با این اسیدها واکنش داده و سطح سنگ خورده شود.