# فهرست

## فصل اول: مولکول‌ها در خدمت تندرستی


**درس اول:** بهداشت و پاکیزگی با مولکول‌ها ۸
**درس دوم:** صابون و پاک‌کنندگی ۲۰
**درس سوم:** پاک‌کننده‌های جدید ۲۶
**درس چهارم:** اسیدها و بازها ۳۰
**درس پنجم:** ثابت تعادل و قدرت اسیدی ۳۷
**درس ششم:** pH، مقیاسی برای تعیین میزان اسیدی‌بودن ۴۵
**درس هفتم:** شوینده‌های خورنده ۶۳
پرسش‌های تشریحی ۶۹
پرسش‌های چهارگزینه‌ای ۷۴
پاسخ‌نامهٔ پرسش‌های تشریحی ۸۶
پاسخ‌نامهٔ پرسش‌های چهارگزینه‌ای ۹۴


## فصل دوم: آسایش و رفاه در سایه شیمی


**درس اول:** انجام واکنش با سفر الکترون ۱۰۹
**درس دوم:** موازنهٔ نیم‌واکنش‌ها و واکنش‌های اکسایش ـ کاهش ۱۱۵
**درس سوم:** واکنش‌های شیمیایی و سفر هدایت‌شدهٔ الکترون‌ها ۱۱۹
**درس چهارم:** سلول‌های گالوانی ۱۲۲
**درس پنجم:** سلول سوختی ـ عدد اکسایش ۱۳۱
**درس ششم:** سلول‌های الکترولیتی و برقکافت ۱۴۱
**درس هفتم:** خوردگی و حفاظت از آن ۱۴۷
**درس هشتم:** آبکاری ـ فرایند هال ۱۵۳
پرسش‌های تشریحی ۱۵۷
پرسش‌های چهارگزینه‌ای ۱۶۳
پاسخ‌نامهٔ پرسش‌های تشریحی ۱۷۵
پاسخ‌نامهٔ پرسش‌های چهارگزینه‌ای ۱۸۲


## فصل سوم: شیمی جلوه‌ای از هنر، زیبایی و ماندگاری


**درس اول:** مقدمه‌ای بر انواع مواد ـ درصد جرمی ۱۹۸
**درس دوم:** مواد کووالانسی ۲۰۳
**درس سوم:** مواد مولکولی ۲۱۰
**درس چهارم:** مواد یونی ۲۲۳
**درس پنجم:** شعاع یونی و انرژی فروپاشی شبکه ۲۳۲
**درس ششم:** مواد فلزی ۲۴۱
**درس هفتم:** فلزات واسطهٔ رنگی مثل وانادیم و ... ۲۴۷
پرسش‌های تشریحی ۲۵۴
پرسش‌های چهارگزینه‌ای ۲۶۱
پاسخ‌نامهٔ پرسش‌های تشریحی ۲۷۶
پاسخ‌نامهٔ پرسش‌های چهارگزینه‌ای ۲۸۴

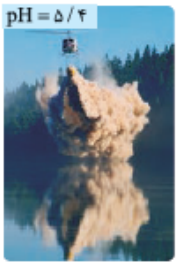

## فصل چهارم: شیمی، راهی به سوی آینده روشن‌تر

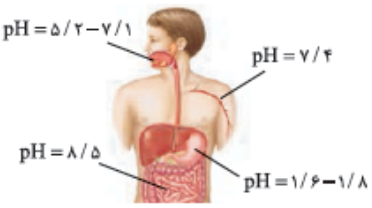

**درس اول:** هوای پاک ـ انرژی فعال‌سازی ۳۰۲
**درس دوم:** کاتالیزگر و مبدل‌های کاتالیستی ۳۰۸
**درس سوم:** ثابت تعادل ۳۱۳
**درس چهارم:** اصل لوشاتلیه و فرایند هابر ۳۲۸
**درس پنجم:** فناوری‌های شیمیایی ـ سنتز مولکولی‌های آلی ۳۴۱
**درس ششم:** تهیهٔ پلی‌اتیلن ترفتالات و بازیافت آن ۳۴۷
پرسش‌های تشریحی ۳۵۴
پرسش‌های چهارگزینه‌ای ۳۶۳
پاسخ‌نامهٔ پرسش‌های تشریحی ۳۷۹
پاسخ‌نامهٔ پرسش‌های چهارگزینه‌ای ۳۹۰
پاسخ‌نامهٔ کلیدی ۴۰۹

## درس ششم: pH، مقیاسی برای تعیین میزان اسیدی بودن (صفحه‌های ۲۳ تا ۲۹ کتاب درسی)

به وسیلهٔ کاغذ pH می‌توانیم pH تقریبی محلول‌ها را تعیین کنیم. عملکرد کاغذ pH براساس تغییر رنگ آن در محلول‌های اسیدی و بازی است. مثلاً وقتی کاغذ pH را در یک محلول فرو ببریم، رنگی که به خود می‌گیرد، تعیین‌کنندهٔ pH تقریبی محلول است. همان‌طور که در شکل زیر می‌بینیم قسمت‌های مختلف بدن، پرتقال و نمونه‌ای از آب دریاچه، pHهای متفاوتی دارند.

| محلول | pH |
|---|---|
| معده | ۱/۶ - ۱/۸ |
| پرتقال | ۳/۲ |
| نمونهٔ آب دریاچه | ۵/۴ |
| خون | ۷/۴ |
| بزاق دهان | ۵/۲ - ۷/۱ |
| رودهٔ کوچک | ۸/۵ |






ما تا این‌جا میزان اسیدی‌بودن را با غلظت یون هیدرونیوم ($H^+$) بررسی می‌کردیم، پس قطعاً pH باید با غلظت یون $H^+$ ارتباط داشته باشد. اما چه ارتباطی؟ مثلاً اگر pH معده ۱/۸ باشد، غلظت یون هیدرونیوم در آن چند مول بر لیتر است؟

### pH

می‌دانیم که میزان اسیدی‌بودن یک محیط به غلظت یون هیدرونیوم ($H^+$) بستگی دارد. هر چه غلظت یون $H^+$ بیشتر باشد، محیط اسیدی‌تر است و برعکس.

از آن‌جا که غلظت یون هیدرونیوم در محیط‌های مختلف معمولاً از نظر عددی، عدد بسیار کوچک و سختی دارد، شیمیدان‌ها از سر تنبلی! برای راحت‌تر تشخیص‌دادن میزان اسیدی‌بودن از کمیتی به نام pH (بخوانید پی اچ) استفاده می‌کنند.

pH رابطهٔ ساده‌ای دارد:

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

مثلاً در محلولی از HF که در آن غلظت یون $H^+$ برابر $10^{-4}\ mol.L^{-1}$ است، *(می‌بینید که عدد $10^{-4}$ خیلی عدد کوچیکیه و کارکردن باهاش سخته! ولی)* اگر به جای $[H^+]$ از pH استفاده کنیم با عددهای ساده‌تری سروکار خواهیم داشت. *میگی نه؟ نگاه کن!*

$$[H^+] = 10^{-4}\ mol.L^{-1} \Rightarrow pH = -\log[H^+] = -\log(10^{-4}) = -(-4) = 4$$

همان‌طور که می‌بینیم با استفاده از کمیت pH، با اعداد راحت‌تری سروکار داریم.

**نکته** اگر در یک محلول، غلظت یون هیدرونیوم برابر ۱ M باشد، pH محلول برابر است با: $pH = -\log[H^+] = -\log 1 = 0$

دقت کردید چی شد؟ وقتی غلظت $H^+$ برابر ۱ M است pH برابر می‌شود با صفر. ولی وقتی غلظت $H^+$ کم‌تر و مثلاً برابر $10^{-7}$ M است، pH برابر ۷ می‌شود.

پس می‌توانیم بگوییم: « **pH با غلظت $H^+$ رابطهٔ عکس دارد**[1]؛ **یعنی با افزایش غلظت $H^+$، pH محلول کاهش می‌یابد.**»

بنابراین محلولی که میزان اسیدی‌بودن آن بیشتر باشد، غلظت $H^+$ در آن بیشتر بوده و pH آن کم‌تر است.

کاهش pH $\propto$ افزایش $[H^+]$ $\propto$ افزایش میزان اسیدی بودن

برای محاسبهٔ pH، باید غلظت یون هیدرونیوم ($[H^+]$) را داشته باشیم. در بعضی سؤال‌ها غلظت یون هیدرونیوم را داریم و فقط باید از آن $-\log$ بگیریم. حالا که سروکلهٔ لگاریتم در شیمی هم پیدا شد، بد نیست یادی از قواعد لگاریتم کنیم. (در همهٔ روابط زیر لگاریتم در مبنای ۱۰ فرض شده است.)

$\log a^n = n\log a \rightarrow \log 25 = \log 5^2 = 2\log 5$

$\log(a \times b) = \log a + \log b \rightarrow \log 6 = \log(2\times 3) = \log 2 + \log 3$

$\log(\frac{a}{b}) = \log a - \log b \rightarrow \log\frac{2}{3} = \log 2 - \log 3$

$\log(\frac{1}{a}) = \log a^{-1} = -\log a \rightarrow \log(\frac{1}{2}) = -\log 2$

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

بهتر است لگاریتم چند عدد روبه‌رو را بلد باشیم: $\log 1 = 0$ , $\log 10 = 1$ , $\log 2 = 0/3$ , $\log 3 = 0/48$ , $\log 5 = 0/7$ , $\log 7 = 0/85$

**مثال** **غلظت یون هیدرونیوم در چند محلول مختلف داده شده است. pH محلول‌ها را محاسبه کنید.**

آ) $[H^+] = 1\times 10^{-3}\ mol.L^{-1}$ ب) $[H^+] = 6\times 10^{-3}\ mol.L^{-1}$

پ) $[H^+] = 5\times 10^{-5}\ mol.L^{-1}$ ت) $[H^+] = 54\times 10^{-4}\ mol.L^{-1}$

**پاسخ** آ) $pH = -\log[H^+] = -\log(1\times 10^{-3}) = -\log(10^{-3}) = -(-3) = 3$

ب) $pH = -\log[H^+] = -\log(6\times 10^{-3}) = -\log(2\times 3\times 10^{-3}) = -(\log 2 + \log 3 + \log 10^{-3}) = -\overbrace{(0/3 + 0/48 + (-3))}^{-2/22} = 2/22$

پ) $pH = -\log[H^+] = -\log(5\times 10^{-5}) = -(\log 5 + \log 10^{-5}) = -(0/7 + (-5)) = 4/3$

ت) $pH = -\log[H^+] = -\log(54\times 10^{-4}) = -\log(2\times 27\times 10^{-4}) = -\log(2\times 3^3\times 10^{-4})$

$= -(\log 2 + 3\log 3 + \log 10^{-4}) = -\overbrace{(0/3 + 3(0/48) + (-4))}^{-2/26} = 2/26$

**مثال** **در نمونه‌ای از عصارهٔ گوجه‌فرنگی، غلظت یون هیدرونیوم برابر با $1/0\times 10^{-4}\ mol.L^{-1}$ است. pH این نمونه را حساب کنید.**

**پاسخ** غلظت $H^+$ را داریم، پس کافی است از آن $-\log$ گرفته تا به pH برسیم.

$pH = -\log[H^+] = -\log(1\times 10^{-4}) = -\log 10^{-4} = -(-4) = 4$

**مثال** **رنگ گل ادریسی به میزان اسیدی‌بودن خاک بستگی دارد. این گل در خاکی که غلظت یون هیدرونیوم آن برابر با $2\times 10^{-5}\ mol.L^{-1}$ است به رنگ آبی اما در خاک دیگری که غلظت یون هیدرونیوم برابر با $4\times 10^{-9}\ mol.L^{-1}$ است به رنگ سرخ شکوفا می‌شود. pH این دو نوع خاک را حساب کنید.** *(تمرین دوره‌ای صفحهٔ ۳۴ کتاب درسی)*

**پاسخ** وقتی غلظت یون هیدرونیوم برابر $2\times 10^{-5}\ mol.L^{-1}$ باشد، pH برابر است با:

$pH = -\log[H^+] = -\log 2\times 10^{-5} = -\log 2 + (-\log 10^{-5}) = -0/3 + 5 = 4/7 \xrightarrow{pH<7}$ محیط اسیدی است

زمانی که غلظت یون هیدرونیوم برابر $4\times 10^{-9}\ mol.L^{-1}$ باشد، pH برابر است با:

$pH = -\log[H^+] = -\log 4\times 10^{-9} = -\log 2^2 + (-\log 10^{-9}) = -2(0/3) + 9 = 8/4 \xrightarrow{pH>7}$ محیط بازی است

۱- البته منظورم از رابطهٔ عکس $pH = \frac{1}{[H^+]}$ نیستا!!! مهم‌ترین رابطه‌ای ندارن!

**نتیجه‌گیری** رنگ گل ادریسی به **میزان اسیدی‌بودن** خاک بستگی دارد، به طوری که اگر خاک **اسیدی** باشد ($pH<7$) به رنگ **آبی** و اگر خاک **بازی** باشد ($pH>7$) به رنگ **سرخ** شکوفا می‌شود.

در بعضی از سؤال‌ها pH محلول را می‌دهند و غلظت یون هیدرونیوم ($[H^+]$) را می‌خواهند. برای حل این سؤال‌ها از رابطهٔ زیر استفاده می‌کنیم:

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

**مثال** **با توجه به pH محلول‌های داده‌شده، غلظت یون هیدرونیوم را تعیین کنید.**

آ) $pH=3/52$ ب) $pH=1/3$

**پاسخ** آ) با توجه به رابطهٔ pH داریم:

$$[H^+]=10^{-pH}=10^{-3/52}$$

برای محاسبهٔ $10^{-3/52}$ اول آن را به صورت $10^{-4}\times10^{+0/48}$ می‌نویسیم. از آن‌جا که می‌دانیم $\log 3=0/48$ است به جای $10^{0/48}$ قرار می‌دهیم $10^{\log 3}$.

$$[H^+]=10^{-3/52}=10^{-4}\times10^{+0/48}=10^{-4}\times10^{\log 3}$$

از طرفی می‌دانیم $10^{\log 3}=3$ است. بنابراین:

$$[H^+]=10^{-4}\times3=3\times10^{-4}=0/0003\ mol.L^{-1}$$

ب) به همین ترتیب داریم:

$$[H^+]=10^{-pH}=10^{-1/3}=10^{-2}\times10^{+0/7}$$

$\log 5=0/7$ است، بنابراین:

$$[H^+]=10^{-2}\times10^{\log 5}=10^{-2}\times5=5\times10^{-2}=0/05\ mol.L^{-1}$$

**مثال** **pH نمونه‌ای از یک شیر ترش برابر با ۲/۷ است. غلظت یون هیدرونیوم در این نمونه چند مول بر لیتر است؟**

**پاسخ** غلظت یون هیدرونیوم را می‌توانیم از رابطهٔ روبه‌رو حساب کنیم: $[H^+]=10^{-pH}$

بنابراین داریم:

$$[H^+]=10^{-2/7}=10^{-3}\times10^{+0/3}=10^{-3}\times10^{\log 2}=10^{-3}\times2=2\times10^{-3}=0/002\ mol.L^{-1}$$

اگر کاغذ pH را در آب مقطر وارد کنیم، تغییر رنگ نمی‌دهد. تغییرنکردن رنگ کاغذ pH نشان‌دهندهٔ این است که آب خالص خاصیت اسیدی یا بازی ندارد. ولی اگر خیال کردید که در آب خالص یون‌های هیدرونیوم ($H_3O^+$) و هیدروکسید ($OH^-$) وجود ندارند، زهی خیال باطل!

شاید باورتان نشود ولی بررسی شیمیدان‌ها نشان داده است که آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی دارند، یعنی مولکول‌های آب می‌توانند **یونیده** شوند.

$$H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq)+OH^-(aq)$$

## خودد‌رگیری آب

مولکول‌های آب به **طور خودبه‌خود** به یون‌های مثبت ($H^+$) و منفی ($OH^-$) یونیده می‌شوند. به این واکنش که مولکول‌های آب به طور خودبه‌خود به یون‌های مثبت و منفی یونیده می‌شود، واکنش **خودیونش آب** می‌گوییم.

**آب، خوددرگیر اما متعادل:**

درست است که مولکول‌های آب به طور خودبه‌خود به یون‌های مثبت و منفی یونیده می‌شوند ولی اگر دقت کرده باشید خودیونش آب، یک واکنش تعادلی است، یعنی مولکول‌های آب تا ابدالدهر به یون‌های $H^+$ و $OH^-$ یونیده نمی‌شوند، اتفاقاً یونیده‌شدن خیلی کم رخ می‌دهد و خیلی زود به تعادل می‌رسد. از آن‌جا که خود یونش آب یک واکنش تعادلی است مثل همهٔ واکنش‌ها ثابت تعادل دارد.

بررسی‌ها نشان می‌دهد که ثابت تعادل خودیونش آب ($K_w$) در دمای اتاق برابر با $1\times10^{-14}\ mol^2.L^{-2}$ است.[1]

$$H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq)+OH^-(aq) \quad , \quad K_w=[H^+][OH^-]=1\times10^{-14}\ mol^2.L^{-2}$$

وقتی آب خالص باشد یعنی یون‌های $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ غلظت اولیه ندارند، پس با توجه به ثابت تعادل خودیونش آب، می‌توانیم غلظت آن‌ها را حساب کنیم:

$$H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq)+OH^-(aq)$$

| | | |
|---|---|---|
| غلظت اولیه: | ۰ | ۰ |
| غلظت نهایی: | x | x |

با توجه به روابط استوکیومتری، از آن‌جا که ضریب استوکیومتری $H^+$ و $OH^-$ برابر است غلظت یون هیدرونیوم با غلظت یون هیدروکسید برابر است. بنابراین:

$$K_w=[H^+][OH^-],\ [H^+]=[OH^-]$$

اگر در عبارت ثابت تعادل به جای غلظت یون هیدروکسید ($[OH^-]$)، غلظت یون هیدرونیوم را قرار دهیم ($[H^+]$) خواهیم داشت:

$$K_w=[H^+][H^+] \Rightarrow K_w=[H^+]^2 \Rightarrow [H^+]=\sqrt{K_w}=\sqrt{1\times10^{-14}}=1\times10^{-7}\ mol.L^{-1}$$

در نتیجه:

در آب خالص: $[H^+]=[OH^-]=1\times10^{-7}\ mol.L^{-1}$

$$pH=-\log[H^+]=-\log(10^{-7})=7$$

**نکته** در آب خالص، غلظت یون‌های هیدرونیوم ($H^+$) و هیدروکسید ($OH^-$) **با هم برابر** است. در آب خالص: $[H^+]=[OH^-]$

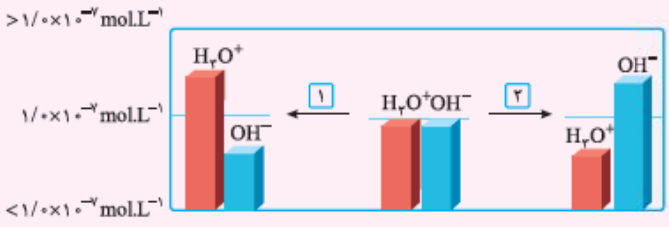
۱- دقت داشته باشید که در دمای اتاق $K_w$ برابر $1\times10^{-14}\ mol^2.L^{-2}$ است. اگر دما تغییر کند مقدار $K_w$ هم تغییر می‌کند.

**نکته** غلظت یون‌های $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ در آب خالص کم بوده و در دمای اتاق **برابر** $1\times10^{-7}\ mol.L^{-1}$ است.

$[H^+]=[OH^-]=1\times10^{-7}\ mol.L^{-1}$: در آب خالص در دمای اتاق

**نکته** به دلیل برابربودن غلظت یون‌های $H^+$ و $OH^-$ در آب خالص، آب خالص **خنثی** است.

**مثال** **شکل روبه‌رو تغییر غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید را هنگام افزودن مواد ۱ و ۲ به آب خالص نشان می‌دهد.** *(خود را بیازمایید صفحهٔ ۲۶ کتاب درسی)*




**آ) کدام‌یک از مواد افزوده‌شده، اسید آرنیوس است؟ چرا؟**

**ب) غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید را در محلول بازی با یکدیگر مقایسه کنید.**

**پ) آیا می‌توان گفت در محلول‌های اسیدی، یون هیدروکسید وجود ندارد؟ توضیح دهید.**

**پاسخ** **آ** مادهٔ ۱، چون در اثر افزودن آن به آب، غلظت یون هیدرونیوم $(H^+)$ افزایش یافته است.

**ب** در یک محلول بازی، غلظت یون هیدروکسید $(OH^-)$ بیشتر از غلظت یون هیدرونیوم $(H^+)$ است.

**پ** خیر، با توجه به تعادل خودیونش آب، در هر محلول آب همواره هر دو یون هیدرونیوم $(H^+)$ و هیدروکسید $(OH^-)$ وجود دارند ولی در محلول‌های اسیدی غلظت یون $H^+$ بیشتر از $OH^-$ بوده و در محلول‌های بازی هم غلظت یون $OH^-$ بیشتر از $H^+$ است.

**مثال** **غلظت یون $OH^-(aq)$ در یک محلول آبی در دمای ۲۵ °C برابر با $4/0\times10^{-5}\ mol.L^{-1}$ است. غلظت یون $H^+(aq)$ و pH را در این محلول حساب کنید.**

**پاسخ** عبارت ثابت یونش آب به صورت مقابل است: $K_w=[H^+][OH^-]$

مقدار $[OH^-]$ و $K_w$ را در این رابطه قرار می‌دهیم: $1/0\times10^{-14}\ mol^2\ L^{-2}=[H^+]\times4/0\times10^{-5}\ mol.L^{-1}$

بنابراین غلظت یون هیدرونیوم در این محلول برابر است با: $[H^+]=2/5\times10^{-10}\ mol.L^{-1}$

با استفاده از غلظت یون هیدرونیوم می‌توانیم pH محلول را حساب کنیم:

$$pH=-\log[H^+]=-\log(\overset{\frac{10}{4}}{2/5}\times10^{-10})=-(\log\frac{10^{-9}}{4})$$

$$=-(\log10^{-9}-\log2^2)=-(\log10^{-9}-2\log2)=-\underbrace{((-9)-2\times(0/3))}_{-9/6}=9/6$$

**مثال** **مورفین ماده‌ای مخدر است که در پزشکی از مقادیر کم و کنترل‌شدهٔ آن برای تسکین درد استفاده می‌شود. pH محلولی از مورفین در دمای ۲۵ °C برابر ۹ است. غلظت $H^+(aq)$ و غلظت $OH^-(aq)$ را در این محلول محاسبه کنید.**

**پاسخ** اول غلظت $H^+$ را حساب می‌کنیم: $[H^+]=10^{-pH}=10^{-9}\ mol.L^{-1}$

غلظت $OH^-$ را هم با استفاده از $K_w$ می‌توانیم به دست بیاوریم: $K_w=[H^+][OH^-]\Rightarrow[OH^-]=\frac{K_w}{[H^+]}=\frac{10^{-14}}{10^{-9}}=10^{-5}\ mol.L^{-1}$

## گسترهٔ pH

در شیمی دهم خواندیم که گسترهٔ pH در دمای اتاق، شامل اعدادی از صفر تا ۱۴ است. به طوری که در محلول‌های اسیدی pH کم‌تر از ۷ بوده و در محلول‌های بازی pH بیشتر از ۷ است. pH برابر ۷ هم نشان‌دهندهٔ محلول خنثی است.

حالا می‌خواهیم ببینیم که این گستره و عددهای مربوط به هر بازه از کجا آمده. اول برویم سراغ اعداد ابتدا و انتهای گسترهٔ pH؛ یعنی صفر و ۱۴.

**عدد صفر:** راستش یک قراردادی در شیمی وجود دارد که ابتدای گسترهٔ pH را محلولی اسیدی در نظر می‌گیرند که غلظت $H^+$ در آن برابر $1\ M$ باشد. بنابراین pH در هم‌چنین محلولی برابر است با: $[H^+]=1\ M\Rightarrow pH=-\log[H^+]=-\log(1)=0$: ابتدای گسترهٔ pH

**عدد ۱۴:** طبق همین قرارداد، انتهای گسترهٔ pH را محلولی بازی در نظر می‌گیرند که غلظت $OH^-$ در آن $1\ M$ باشد.

$[OH^-]=1M$: انتهای گسترهٔ pH

از آن‌جا که همیشه در آب، تعادل خودیونش برقرار است (آب همیشه با خودش درگیره!) می‌توانیم با استفاده از عبارت ثابت تعادل آن $(K_w)$ غلظت $H^+$ و در پی آن pH محلول را حساب کنیم. حواسمان هست که در دمای ثابت مقدار $K_w$ تغییر نمی‌کند.

$$K_w=[H^+][OH^-]\Rightarrow10^{-14}=[H^+]\times1\Rightarrow[H^+]=10^{-14}\ M\Rightarrow pH=-\log[H^+]=-\log(10^{-14})=-(-14)=14$$

حالا بریم سراغ محلول‌های اسیدی و بازی: محلول‌هایی با pH کم‌تر از ۷، اسیدی و محلول‌هایی با pH بیشتر از ۷، بازی هستند.

**pH کم‌تر از ۷: محلول اسیدی، محلولی است که غلظت $H^+$ در آن بیشتر از غلظت $OH^-$ باشد.**

با توجه به عبارت بالا می‌توانیم بازهٔ pH مربوط به محلول‌های اسیدی را پیدا کنیم. $[H^+]>[OH^-]$: در محلول‌های اسیدی

دو طرف این رابطه را در $[H^+]$ ضرب می‌کنیم: $[H^+][H^+]>[H^+][OH^-]$

از آن‌جا که عبارت $[H^+][OH^-]$ برابر $K_w$ است، به جای آن $K_w$ قرار می‌دهیم: $[H^+]^2>K_w$

می‌دانیم که $[H^+]$ و $K_w$ اعدادی مثبت بوده و $K_w$ برابر $10^{-14}$ است. پس با جذرگرفتن از دو طرف داریم:

$$[H^+]>\sqrt{10^{-14}} \Rightarrow [H^+]>10^{-7}$$

حالا از دو طرف $-\log$ می‌گیریم. می‌دانیم که با log گرفتن از دو طرف، علامت نامساوی تغییر نمی‌کند ولی با ضرب‌کردن آن‌ها در $(-1)$ علامت نامساوی تغییر می‌کند.

$$\underbrace{-\log[H^+]}_{pH}<\underbrace{-\log(10^{-7})}_{-(-7)} \Rightarrow pH<7$$

بنابراین در محلول‌های اسیدی داریم:

$$[H^+]>[OH^-] \Rightarrow pH<7$$

**pH بیشتر از ۷: محلول بازی، محلولی است که در آن غلظت $OH^-$ بیشتر از غلظت $H^+$ باشد.** با استفاده از عبارت بالا بازهٔ pH مربوط به محلول‌های بازی به همان ترتیب قبل به دست می‌آید. $[H^+]<[OH^-]$: در محلول‌های بازی

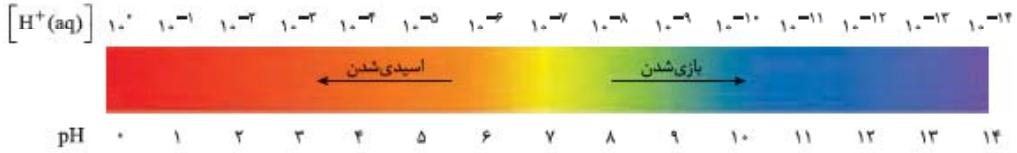
$$\xrightarrow[\text{ضرب می‌کنیم}]{\text{دو طرف را در } [H^+]} [H^+]^2<\underbrace{[H^+][OH^-]}_{K_w} \xrightarrow[K_w=10^{-14}]{\text{از دو طرف جذر می‌گیریم}} [H^+]<\sqrt{10^{-14}}$$

$$\Rightarrow [H^+]<10^{-7} \xrightarrow[\text{(علامت نامساوی تغییر می‌کند.)}]{\text{از دو طرف } -\log \text{ می‌گیریم}} \underbrace{-\log[H^+]}_{pH}>\underbrace{-\log(10^{-7})}_{-(-7)} \Rightarrow pH>7$$

بنابراین در محلول‌های بازی داریم:

$$[H^+]<[OH^-] \Rightarrow pH>7$$

**نکته** گسترهٔ غلظت یون هیدرونیوم ($[H^+]$) و pH در محلول‌های آبی در دمای اتاق به صورت زیر است.



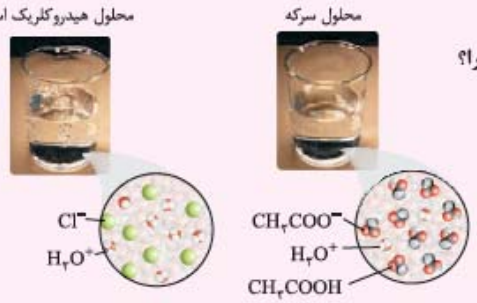

در نمودار بالا، رنگ کاغذ pH را در محیط‌های مختلف می‌بینیم، کاغذ pH در محیط خنثی ($pH=7$) به رنگ زرد است، در محیط‌های اسیدی به رنگ نارنجی و قرمز بوده و هر چه محیط اسیدی‌تر باشد، رنگ قرمز در آن غالب می‌شود. در محیط‌های بازی هم به رنگ‌های سبز و آبی است و هر چه محیط بازی‌تر باشد، رنگ آبی در آن غالب می‌شود (در pHهای ۱۳ و ۱۴ حتی به رنگ بنفش هم می‌رسه!)

رنگ کاغذ pH در محیط‌های مختلف:
- اسیدی: نارنجی و قرمز
- خنثی: زرد
- بازی: سبز و آبی (آخرش هم بنفش)

**مثال** **۱- با توجه به نمودار بالا، pH محلول‌های اسیدی، خنثی و بازی را مشخص کنید.**

**۲- pH آب خالص چند است؟**

**۳- در شرایط یکسان از نظر دما و غلظت pH کدام محلول مقابل کوچک‌تر است؟ چرا؟**




**پاسخ** ۱- در محلول‌های اسیدی، pH کم‌تر از ۷، در محلول خنثی pH برابر ۷ و در محلول‌های بازی pH بیشتر از ۷ است.

۲- در آب خالص غلظت یون $H_3O^+$ با $OH^-$ برابر است. بنابراین pH آب خالص برابر ۷ خواهد بود.

۳- محلول هیدروکلریک اسید، در محلول هیدروکلریک اسید غلظت $H_3O^+$ بیشتر است، هر چه غلظت $H_3O^+$ بیشتر باشد محلول اسیدی‌تر بوده و pH کم‌تر است.

می‌دانیم که در هر محلول آبی، همواره تعادل خودیونش آب برقرار است و مقدار ثابت تعادل آن ($K_w$) در دمای اتاق ثابت است.

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

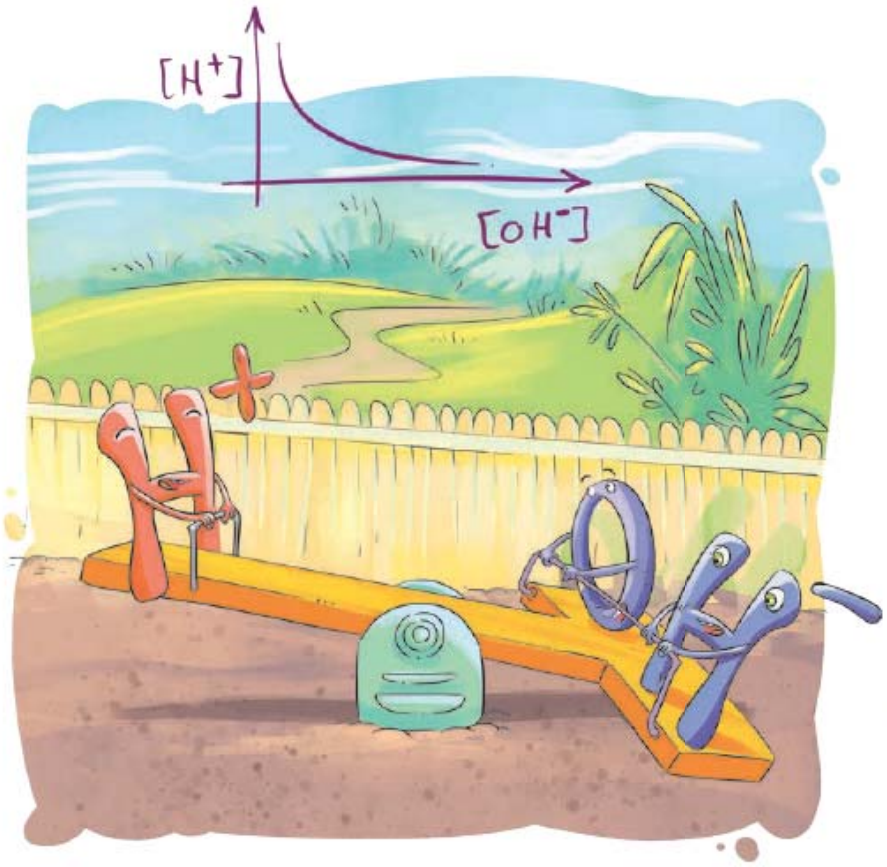
به همین دلیل هر نوع تغییری در غلظت یون $H^+$ یا $OH^-$ هیچ تأثیری بر مقدار $K_w$ ندارد، یعنی اگر غلظت یون $H^+$ را افزایش دهیم، غلظت یون $OH^-$ کاهش می‌یابد تا حاصل‌ضرب آن‌ها ($K_w$) همواره ثابت بماند.

کاهش $[OH^-]$ ∝ افزایش $[H^+]$

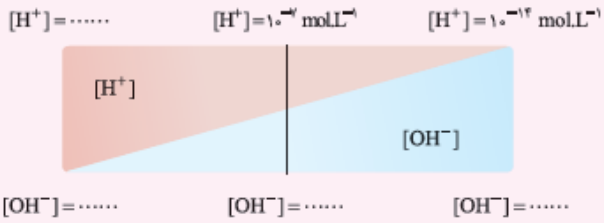
بنابراین می‌توانیم غلظت یون هیدرونیوم ($[H^+]$) را از روی غلظت یون هیدروکسید ($[OH^-]$) حساب کنیم.

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$\Rightarrow [H^+] = K_w \times \frac{1}{[OH^-]}$$




**مثال** **گروهی از دانش‌آموزان برای نمایش تغییر غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید در محلول‌های آبی و دمای اتاق، الگوی مقابل را طراحی کردند. جاهای خالی را پر کنید و اساس کار آن‌ها را توضیح دهید.** *(با هم بیندیشیم صفحهٔ ۲۶ کتاب درسی)*




**پاسخ** با توجه به رابطهٔ زیر، از آن‌جا که حاصل‌ضرب $[H^+]$ در $[OH^-]$ همواره در دمای اتاق عدد ثابتی است، هر چه غلظت $H^+$ افزایش یابد، غلظت $OH^-$ کاهش می‌یابد و برعکس.

$$K_w = [H^+][OH^-] = ۱۰^{-۱۴}$$

بنابراین اگر غلظت $H^+$ خیلی کم و برابر $۱۰^{-۱۴}$ مولار باشد، غلظت $OH^-$ برابر می‌شود با:

$$K_w = [H^+][OH^-] = ۱۰^{-۱۴} \Rightarrow ۱۰^{-۱۴} \times [OH^-] = ۱۰^{-۱۴} \Rightarrow [OH^-] = ۱\,M$$

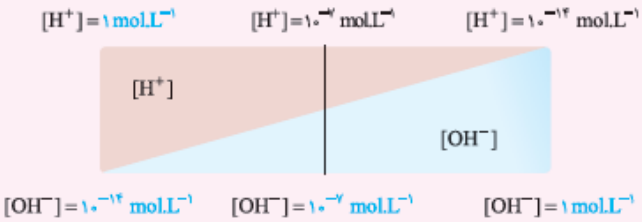
اگر غلظت $H^+$ برابر $۱۰^{-۷}$ مولار باشد:

$$K_w = [H^+][OH^-] = ۱۰^{-۱۴} \Rightarrow ۱۰^{-۷} \times [OH^-] = ۱۰^{-۱۴} \Rightarrow [OH^-] = ۱۰^{-۷}\,M$$

حالا اگر غلظت $OH^-$ خیلی کم و برابر $۱۰^{-۱۴}$ باشد، غلظت $H^+$ برابر است با:

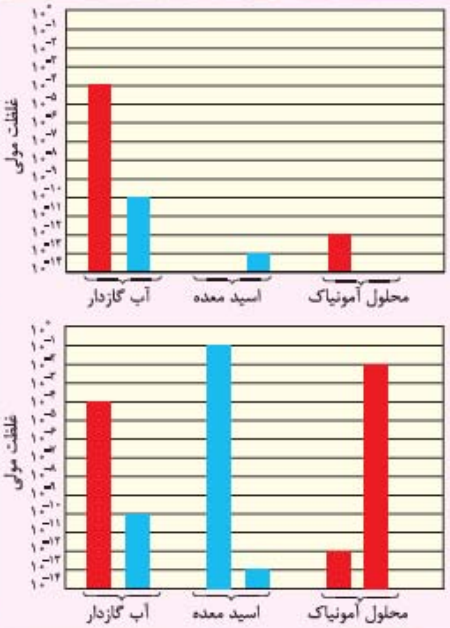
$$[H^+][OH^-] = ۱۰^{-۱۴} \Rightarrow [H^+] \times ۱۰^{-۱۴} = ۱۰^{-۱۴} \Rightarrow [H^+] = ۱\,M$$

بنابراین الگوی بالا به این شکل کامل می‌شود.



**مثال** در نمودار مقابل، برای محلول آمونیاک، ستون نشان‌دهندهٔ غلظت یون هیدروکسید و برای اسید معده ستون نشان‌دهندهٔ غلظت یون هیدرونیوم را رسم کنید.

*(با هم بیندیشیم صفحهٔ ۲۷ کتاب درسی)*




**پاسخ** با توجه به رابطهٔ خودیونش آب در دمای اتاق داریم:

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

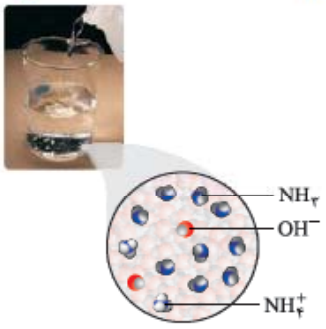
پس غلظت یون هیدرونیوم ($H^+$) برای اسید معده برابر است با:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-13}} = 10^{-1} = 0/1\,M$$

غلظت یون هیدروکسید ($OH^-$) برای محلول آمونیاک برابر است با:

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2} = 0/01\,M$$

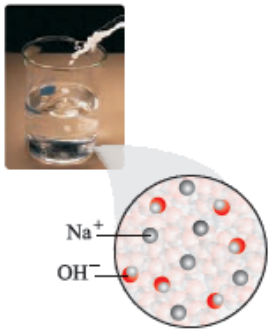
## بازها محلول‌هایی با $7 < pH < 14$[1]




وقتی یک باز در آب حل می‌شود، غلظت یون هیدروکسید ($OH^-$) را افزایش می‌دهد و باعث می‌شود که غلظت $OH^-$ بیشتر از $H^+$ شود. ($[OH^-] > [H^+]$) به همین دلیل pH محلول بازها در دمای اتاق بین ۷ تا ۱۴ است.

بازهای معروفی مثل سود سوزآور (سدیم هیدروکسید NaOH) و پتاس سوزآور (پتاسیم هیدروکسید KOH)، بسیار قوی هستند، آن‌قدر قوی که جزء مواد خورنده به حساب می‌آیند. بازهای قوی در آب به طور کامل یونیده شده و $OH^-$ تولید می‌کنند.

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$




ولی بعضی از بازها مثل آمونیاک ($NH_3$) باز ضعیف هستند و در آب به طور جزئی یونیده می‌شوند و در محلول آن‌ها علاوه بر مقدار کمی یون هیدروکسید ($OH^-$) مقدار زیادی مولکول‌های آمونیاک حل‌شده وجود دارد.

در کتاب درسی معادلهٔ یونش بازهای ضعیف دو مرحله در نظر گرفته شده است. به این صورت که مثلاً برای آمونیاک اول $NH_3$ با آب واکنش می‌دهد (حل می‌شود).

(۱) $NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4OH(aq)$

بعد $NH_4OH$ در آب یونیده شده و یون هیدروکسید ($OH^-$) تولید می‌کند.

(۲) $NH_4OH(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

ولی بد نیست بدانید که در محلول آبی آمونیاک $NH_4OH$ نداریم و معادلهٔ یونش $NH_3$ به صورت زیر است:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

این واکنش تعادلی هم مثل بقیه ثابت تعادل دارد، به ثابت تعادل بازها، ثابت یونش باز گفته و آن را با $K_b$ نشان می‌دهیم. و از آن‌جا که $H_2O$ در این معادله مایع (l) است و غلظت مواد مایع در دمای ثابت تغییر نمی‌کند، در رابطهٔ ثابت یونش بازها، $H_2O$ ظاهر نمی‌شود. بنابراین:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

هر چه $K_b$ برای یک باز بزرگ‌تر باشد، غلظت یون هیدروکسید ($OH^-$) بیشتر شده و باز قوی‌تر است.

۱- کتاب درسی تیتر این قسمت رو این‌جوری آورده ولی درستش اینه که بگیم $7 < pH \leq 14$. از ما نشنیده بگیرید ولی محلول‌های اسیدی با pH کم‌تر از صفر و محلول‌های بازی با pH بیشتر از ۱۴ هم داریم. اگه گفتین چه‌جوری؟

## رابطهٔ بین $[OH^-]$، $M_b$ و $K_b$

برای بازها هم می‌توانیم ثابت یونش $(K_b)$ را برحسب غلظت یون‌ها بنویسیم. اگر یک باز را به طور کلی با فرمول BOH نمایش دهیم، خواهیم داشت:

$$BOH(aq) \rightleftharpoons B^+(aq) + OH^-(aq)$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| غلظت اولیه: | $M_b$ | ۰ | ۰ |
| تغییر غلظت: | $-x$ | $+x$ | $+x$ |
| غلظت نهایی: | $M_b - x$ | $x$ | $x$ |

$$\Rightarrow K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]} = \frac{x^2}{M_b - x}$$

برای بازهای ضعیف ($\alpha < ۰/۰۵$ یا $K_b < ۱۰^{-۵}$) می‌توانیم از $x$ در مقابل $M_b$ صرف‌نظر کنیم و رابطهٔ تقریبی $K_b$ را به صورت زیر بنویسیم:

رابطهٔ تقریبی: $K_b = \frac{x^2}{M_b}$

رابطهٔ تقریبی ($\alpha < ۰/۰۵$ یا $K_b < ۱۰^{-۵}$): $K_b = \frac{[OH^-]^2}{M_b}$ ، رابطهٔ دقیق ($\alpha > ۰/۰۵$ یا $K_b > ۱۰^{-۵}$): $K_b = \frac{[OH^-]^2}{M_b - [OH^-]}$

- اگر در تستی، مقدار **دقیق** یک کمیت را با توجه به رابطهٔ بالا خواستند، از رابطهٔ **دقیق** استفاده می‌کنیم ولی اگر بر محاسبهٔ **تقریبی** تأکید کردند می‌توانیم از **رابطهٔ تقریبی** استفاده کنیم.

## رابطهٔ بین $\alpha$، $M_b$ و $K_b$

اگر درجهٔ یونش آن برابر $\alpha$ باشد، داریم:

$$\alpha = \frac{\text{غلظت یونیده‌شده}}{\text{غلظت حل‌شده}} \Rightarrow \alpha = \frac{x}{M_b} \Rightarrow x = [OH^-] = \alpha M_b$$

بنابراین می‌توانیم $K_b$ را برحسب $\alpha$ و $M_b$ بنویسیم:

$$K_b = M\frac{\alpha^2 M_b^2}{C_b - \alpha M_b} = \frac{\alpha^2 M_b}{۱ - \alpha}$$

**نکته** برای بازهای ضعیف ($\alpha < ۰/۰۵$ یا $K_b < ۱۰^{-۵}$) معمولاً می‌توانیم از $\alpha$ در مقابل ۱ صرف‌نظر کنیم، پس رابطهٔ تقریبی $K_b$ به صورت زیر درمی‌آید.

رابطهٔ تقریبی: $K_b = \alpha^2 M_b$

رابطهٔ تقریبی ($\alpha < ۰/۰۵$ یا $K_b < ۱۰^{-۵}$): $K_b = \alpha^2 M_b$ ، رابطهٔ دقیق ($\alpha > ۰/۰۵$ یا $K_b > ۱۰^{-۵}$): $K_b = \frac{\alpha^2 M_b}{۱ - \alpha}$

اگر صورت تست مقدار **دقیق** یک کمیت را خواست از **رابطهٔ دقیق** استفاده کرده و اگر **مقدار تقریبی** را خواست از **رابطهٔ تقریبی** استفاده می‌کنیم.

**نکته** این‌جا هم با توجه به رابطهٔ $K_b = \alpha^2 M_b$، در دمای معین چون $K_b$ ثابت است، هر چه غلظت یک باز بیشتر شود ($M_b$ بیشتر)، درجهٔ یونش آن کاهش می‌یابد ($\alpha$ کم‌تر).

$$M_b \uparrow \rightarrow \alpha \downarrow \Leftarrow K_b = \alpha^2 M_b \Rightarrow \text{ثابت}$$

**تست** **اگر ۰/۹ گرم از باز ضعیف BOH (s) با جرم مولی ۴۵ گرم بر مول و درصد تفکیک ۳٪ به ۱۰۰ میلی‌لیتر آب اضافه شود، غلظت یون هیدروکسید و ثابت یونش بازی برحسب مول بر لیتر به تقریب کدام است؟**

۱) $۳/۶\times۱۰^{-۴}$ ـ ۰/۰۰۳ ۲) $۳/۶\times۱۰^{-۴}$ ـ ۰/۰۰۶ ۳) $۱/۸\times۱۰^{-۴}$ ـ ۰/۰۰۳ ۴) $۱/۸\times۱۰^{-۴}$ ـ ۰/۰۰۶

**پاسخ** اول غلظت باز BOH را حساب می‌کنیم.

$$n_{BOH} = \frac{۰/۹}{۴۵}\text{g} \times \frac{۱\text{mol}}{\text{g}} = ۰/۰۲\text{ mol} \quad , \quad V = ۱۰۰\text{mL} \times \frac{۱\text{L}}{۱۰۰۰\text{mL}} = ۰/۱\text{L}$$

$$M_b = \frac{۰/۰۲\text{ mol}}{۰/۱\text{L}} = ۰/۲\text{ mol.L}^{-۱}$$

بنابراین غلظت یون هیدروکسید برابر است با:

$$[OH^-] = \alpha M_b = ۰/۰۳ \times ۰/۲ = ۰/۰۰۶\text{ mol.L}^{-۱}$$

و هم‌چنین ثابت یونش بازی به طور تقریبی برابر می‌شود با:

$$K_b = \alpha^2 M_b = (۰/۰۳)^2 \times ۰/۲ = ۹\times۱۰^{-۴} \times ۰/۲ = ۱/۸\times۱۰^{-۴}\text{ mol.L}^{-۱}$$

گزینهٔ ۴ درست است.

اگر در محلولی از آمونیاک، غلظت $OH^-$ برابر $۱۰^{-۴}$ مول بر لیتر باشد، pH آن برابر است با:

$$[OH^-] = ۱۰^{-۴} \, , \, [H^+][OH^-] = ۱۰^{-۱۴} \Rightarrow [H^+]\times۱۰^{-۴} = ۱۰^{-۱۴}$$

$$\Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۱۰} \Rightarrow pH = -\log[H^+] = -\log(۱۰^{-۱۰}) = ۱۰$$

در محلول ۱ مولار سدیم هیدروکسید، غلظت $OH^-$ برابر با ۱ مولار خواهد بود، چون یونیده‌شدن به طور کامل انجام می‌شود.

$$NaOH \xrightarrow{\text{در آب}} Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| غلظت اولیه: ۱M | | ۰ | ۰ |
| غلظت نهایی: ۰ | | ۱M | ۱M |

بنابراین pH آن برابر است با:

$$[OH^-] = 1M \Rightarrow [H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] \times 1 = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = 10^{-14}$$

$$\Rightarrow pH = -\log[H^+] = -\log(-10^{-14}) = 14$$

*پس تابلوه* که هر چه غلظت یون هیدروکسید ($[OH^-]$) بیشتر باشد، pH محلول بزرگ‌تر بوده و به ۱۴ نزدیک‌تر است.

- بازها در زندگی روزانهٔ ما کاربردهای خیلی زیادی دارند، مثلاً همین محلول‌های شیشه‌پاک‌کن یا بعضی از لوله‌بازکن‌ها محلول‌های بازی هستند.

**مثال** **شکل‌های مقابل رسانایی الکتریکی دو محلول بازی را نشان می‌دهند. با توجه به آن به پرسش‌های زیر پاسخ دهید.** *(خود را بیازمایید صفحه ۲۹ کتاب درسی)*

**آ) کدام محلول نشان‌دهندهٔ باز ضعیف‌تری است؟ چرا؟**

**ب) پیش‌بینی کنید کدام محلول می‌تواند به عنوان لوله‌بازکن استفاده شود؟ چرا؟**

(۲)

(۱)

**پاسخ** آ) محلول (۲). از آن‌جا که رسانایی محلول (۲) ضعیف‌تر است می‌فهمیم که یون‌های کمی در محلول وجود داشته و باز به میزان کمی یونیده شده است، پس باز ضعیف است.

ب) محلول (۱). چون رسانایی محلول (۱) زیاد است، یعنی باز قوی در محلول وجود دارد و از آن‌جا که بازهای قوی خورنده هستند می‌توانند موادی که باعث گرفتگی لوله‌ها شده‌اند را بخورند و لوله‌ها را باز کنند.

تا حالا در سؤال‌هایی که برای محاسبهٔ pH محلول بررسی می‌کردیم، $[H^+]$ یا $[OH^-]$ را به ما می‌دادند. ولی زندگی همیشه هم آن‌قدر شیرین نیست! بعضی وقت‌ها باید غلظت $H^+$ یا $OH^-$ را خودمان حساب کنیم.

## محاسبهٔ pH اسیدهای قوی

اسیدهای قوی در آب به طور کامل یونیده شده و یون هیدرونیوم ($H^+$) تولید می‌کنند، مثلاً هیدروکلریک اسید، یک اسید قوی است. وقتی HCl را در آب بریزیم به طور کامل به یون‌های هیدرونیوم و کلرید یونیده می‌شود. اگر غلظت اولیهٔ HCl، $M_a$ مول بر لیتر باشد، با توجه به روابط استوکیومتری می‌توانیم بنویسیم:

$$HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| غلظت اولیه (پیش از یونش): $M_a$ | | ۰ | ۰ |
| غلظت نهایی (پس از یونش): ۰ | | $M_a$ | $M_a$ |

بنابراین:

$$[H^+] = [HCl]_{\text{اولیه}} = M_a \ mol.L^{-1} \ , \ pH = -\log[H^+] = -\log M_a$$ در اسیدهای قوی

**نکته** اسیدهای قوی را تک‌ظرفیتی در نظر می‌گیریم، مگر این‌که در صورت سؤال ذکر شود که اسید چند ظرفیتی است.

**مثال** **pH محلولی از هیدروکلریک اسید در آب، در دمای ۲۵ °C برابر ۲ است.**

**آ) غلظت اولیهٔ HCl این محلول چه‌قدر بوده است؟**

**ب) غلظت $OH^-(aq)$ در این محلول را محاسبه کنید.**

**پاسخ** آ) اگر غلظت اولیهٔ هیدروکلریک اسید $M_a$ مول بر لیتر باشد، داریم:

$$HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + OH^-(aq) \quad \Rightarrow [H^+] = M_a \ mol.L^{-1}$$

| | $HCl$ | $H^+$ | $OH^-$ |
|---|---|---|---|
| غلظت اولیه: | $M_a$ | ۰ | ۰ |
| غلظت نهایی: | ۰ | $M_a$ | $M_a$ |

بنابراین داریم: $pH = ۲ \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-pH} = ۱۰^{-۲} \ M \Rightarrow M_a = [HCl]_{\text{اولیه}} = ۱۰^{-۲} \ mol.L^{-۱}$

ب) غلظت $OH^-$ را می‌توانیم با استفاده از رابطهٔ زیر به دست بیاوریم:

$$[H^+][OH^-] = ۱۰^{-۱۴} \Rightarrow [OH^-] = \frac{۱۰^{-۱۴}}{[H^+]} = \frac{۱۰^{-۱۴}}{۱۰^{-۲}} = ۱۰^{-۱۲} \ mol.L^{-۱}$$

*در تست زیر که در سال ۹۶ مطرح شده بود، خود سؤال اشاره کرده بود که اسید را دوظرفیتی در نظر بگیرید.*

**تست** **غلظت گوگرد در یک نمونه گازوئیل برابر ۶۴۰۰ ppm است. با فرض سوختن کامل گوگرد در موتور و تبدیل گاز حاصل به سولفوریک اسید در آب، اسید حاصل از سوختن یک کیلوگرم از این سوخت می‌تواند pH آب خالص یک مخزن ۱۰۰۰ لیتری را به تقریب چند واحد کاهش دهد؟ (در شرایط آزمایش، هر دو مرحلهٔ یونش اسید را کامل فرض کنید $(S = ۳۲ , O = ۱۶ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$** *(سراسری ریاضی ۹۶)*

۱) ۳/۶ ۲) ۴/۲ ۳) ۳ ۴) ۴

**پاسخ** با توجه به موازنهٔ عنصر گوگرد (S) به ازای ۱ مول از S در نهایت ۱ مول $H_۲SO_۴$ تولید خواهد شد. $۱ \underline{S} \rightarrow ۱ H_۲\underline{S}O_۴$. بنابراین تعداد مول $H_۲SO_۴$ حاصل از سوختن ۱ کیلوگرم سوخت برابر است با:

$$۱ \ kg \text{ گازوئیل} \times \frac{۱۰۰۰ \ g}{۱ \ kg} \times \underbrace{\frac{\overset{۲۰۰}{\cancel{۶۴۰۰} \ gS}{۱۰^۶ \ g \text{ گازوئیل}}}_{ppm \text{ غلظت}} \times \frac{۱ \ mol S}{\underset{۱}{\cancel{۳۲}} \ gS} \times \frac{۱ \ mol H_۲SO_۴}{۱ \ mol S} = ۰/۲ \ mol H_۲SO_۴$$

غلظت نهایی $H_۲SO_۴$ در مخزن ۱۰۰۰ لیتری برابر است با:

$$[H_۲SO_۴] = \frac{n}{V} = \frac{۰/۲}{۱۰۰۰} = ۲ \times ۱۰^{-۴} \ mol.L^{-۱}$$

با توجه به فرض سؤال هر دو مرحلهٔ یونش اسید را کامل فرض می‌کنیم. پس داریم:

$$H_۲SO_۴ \rightarrow SO_۴^{۲-} + ۲H^+$$

| | $H_۲SO_۴$ | $SO_۴^{۲-}$ | $H^+$ |
|---|---|---|---|
| غلظت اولیه: | $۲ \times ۱۰^{-۴}$ | ۰ | ۰ |
| غلظت نهایی: | ۰ | $۲ \times ۱۰^{-۴}$ | $۴ \times ۱۰^{-۴}$ |

بنابراین pH محلول نهایی برابر می‌شود با:

$$pH = -\log[H^+] = -\log(۴ \times ۱۰^{-۴}) = -(\log ۴ + \log ۱۰^{-۴}) = -(۲\log ۲ + \log ۱۰^{-۴}) = -(۲(۰/۳) + (-۴)) = ۳/۴$$

دقت کنید که سؤال، کاهش pH را خواسته است. pH از ۷ در آب خالص به ۳/۴ رسیده است. پس ۳/۶ کاهش یافته است. **گزینهٔ ۱ درست است.**

**نکته** اگر سؤال تغییر pH را نسبت به آب خالص از ما خواست، با فرض دمای ۲۵ °C، pH آب خالص را ۷ در نظر می‌گیریم.

**تست** **با افزودن یک میلی‌لیتر محلول ۱۰ مولار هیدروکلریک اسید به یک لیتر آب خالص، غلظت تقریبی محلول به دست آمده با یکای ppm چه‌قدر است؟ و pH آن کدام است؟ $(HCl = ۳۶/۵ \ g.mol^{-۱} , d_{\text{محلول}} = ۱ \ g.mL^{-۱})$** *(سراسری ریاضی ۹۶ با تغییر)*

۱) ۳۶۵ و ۳ ۲) ۳۶۵ و ۲ ۳) ۳۶/۵ و ۲ ۴) ۳۶/۵ و ۳

**پاسخ** وقتی چگالی برابر $۱ \ g.mL^{-۱}$ در نظر گرفته شود. غلظت ppm را می‌توانیم معادل mg حل‌شونده در ۱ لیتر محلول در نظر بگیریم. بنابراین کافی است تا mg ،HCl را به دست بیاوریم.

$$۱ \ mL \ HCl \times \frac{۱ \ L}{\cancel{۱۰۰۰} \ mL} \times \frac{۱۰ \ mol HCl}{۱ \ L \ HCl} \times \frac{۳۶/۵ \ g \ HCl}{۱ \ mol HCl} \times \frac{\cancel{۱۰۰۰} \ mg}{۱ \ g} = ۳۶۵ \ mg$$

پس تا این‌جا ③ و ④ پر!

حجم محلول نهایی برابر ۱ لیتر است، پس غلظت HCl در محلول نهایی برابر تعداد مول آن است.

$$۱ \ mL \ HCl \times \frac{۱ \ L}{۱۰۰۰ \ mL} \times \frac{۱۰ \ mol HCl}{۱ \ L \ HCl} = ۱۰^{-۲} \ mol$$

بنابراین pH محلول برابر است با: $[H^+] = [HCl] = ۱۰^{-۲} \ mol.L^{-۱} \Rightarrow pH = -\log ۱۰^{-۲} = ۲$

**گزینهٔ ۲ درست است.**

## محاسبهٔ pH بازهای قوی

بازهای قوی در آب به طور کامل یونیده می‌شوند و یون هیدروکسید ($OH^-$) تولید می‌کنند.

**نکته** یک تفاوتی که بازهای قوی دارند این است که بعضی از بازهای قوی چندظرفیتی هستند، به همین دلیل در محاسبهٔ غلظت $OH^-$ باید به ظرفیت باز هم توجه کنیم.

وقتی باز قوی $X(OH)_b$ را در آب بریزیم به طور کامل به یون‌های $OH^-$ و $X^{b+}$ یونیده می‌شود. اگر غلظت اولیهٔ باز $X(OH)_b$ ، $M_b$ مول بر لیتر باشد، با توجه به روابط استوکیومتری داریم:

$$X(OH)_b(aq) \xrightarrow{\text{در آب}} X^{b+}(aq) + bOH^-(aq)$$

| | $X(OH)_b(aq)$ | | $X^{b+}(aq)$ | | $bOH^-(aq)$ |
|---|---|---|---|---|---|
| غلظت اولیه: | $M_b$ | | ۰ | | ۰ |
| غلظت نهایی: | ۰ | | $M_b$ | | $bM_b$ |

بنابراین:

**در بازهای قوی: $[OH^-] = bM_b$**

با توجه به غلظت $OH^-$ و رابطهٔ آن با $[H^+]$ می‌توانیم غلظت $H^+$ و در پی آن pH محلول را حساب کنیم:

$$[H^+][OH^-] = ۱۰^{-۱۴} \Rightarrow [H^+] = \frac{۱۰^{-۱۴}}{[OH^-]}$$

**مثال** pH محلول $۵\times۱۰^{-۲}\ mol.L^{-۱}$ باریم هیدروکسید $Ba(OH)_۲$ در آب را حساب کنید. *(نهایی ۸۵)*

**پاسخ** باریم هیدروکسید یک باز دوظرفیتی است بنابراین داریم:

$$Ba(OH)_۲(aq) \xrightarrow{\text{در آب}} Ba^{۲+}(aq) + ۲OH^-(aq)$$

| | $Ba(OH)_۲(aq)$ | | $Ba^{۲+}(aq)$ | | $۲OH^-(aq)$ |
|---|---|---|---|---|---|
| غلظت اولیه: | ۰/۰۵ | | ۰ | | ۰ |
| غلظت نهایی: | ۰ | | ۰/۰۵ | | ۲×۰/۰۵ |

بنابراین:

$$[OH^-] = ۲\times۰/۰۵ = ۰/۱\ mol.L^{-۱}$$

با توجه به رابطهٔ روبه‌رو داریم:

$$[H^+][OH^-] = ۱۰^{-۱۴} \Rightarrow [H^+] = \frac{۱۰^{-۱۴}}{[OH^-]} = \frac{۱۰^{-۱۴}}{۰/۱} = ۱۰^{-۱۳}\ mol.L^{-۱}$$

$$\Rightarrow pH = -\log[H^+] = -\log(۱۰^{-۱۳}) = -(-۱۳) = ۱۳$$

**مثال** اگر در ۱۰۰ میلی‌لیتر از یک محلول، ۰/۰۲ مول از پتاسیم هیدروکسید وجود داشته باشد، pHسنج دیجیتال، چه عددی را برای این محلول نشان می‌دهد؟

**پاسخ** اول غلظت اولیهٔ KOH را حساب می‌کنیم:

$$n_{KOH} = ۰/۰۲\ mol, V = ۱۰۰\ mL = ۰/۱\ L$$

$$[KOH]_{\text{اولیه}} = \frac{۰/۰۲\ mol}{۰/۱\ L} = ۰/۲\ mol.L^{-۱}$$

KOH باز قوی بوده و به طور کامل در آب یونیده می‌شود. بنابراین:

$$KOH(aq) \rightarrow K^+(aq) + OH^-(aq)$$

| | | $K^+(aq)$ | $OH^-(aq)$ |
|---|---|---|---|
| غلظت اولیه: ۰/۲ | | ۰ | ۰ |
| غلظت نهایی: ۰ | | ۰/۲ | ۰/۲ |

غلظت $OH^-$ برابر با ۰/۲ مول بر لیتر می‌شود پس pH محلول برابر می‌شود با:

$$[H^+][OH^-] = ۱۰^{-۱۴} \rightarrow [H^+] = \frac{۱۰^{-۱۴}}{[OH^-]} = \frac{۱۰^{-۱۴}}{۰/۲} = ۵\times۱۰^{-۱۴}\ mol.L^{-۱}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(۵\times۱۰^{-۱۴}) = -\log(۵) - \log(۱۰^{-۱۴}) = (-۰/۷) + ۱۴ = ۱۳/۳$$

**تست** مقداری فلز آلومینیم در یک ظرف دارای ۲ لیتر محلول ۱ مولار سدیم هیدروکسید انداخته شده و طبق معادلهٔ (موازنه‌نشده): $Al(s) + H_۲O(l) + OH^-(aq) \rightarrow Al(OH)_۴^-(aq) + H_۲(g)$ . وارد واکنش شده است. اگر سرعت متوسط تولید گاز $H_۲$ برابر $۵۰\ mL.s^{-۱}$ باشد، pH محلول در ثانیهٔ چندم پس از آغاز واکنش، به ۱۳ می‌رسد؟ (حجم مولی گازها در شرایط واکنش، برابر ۲۵ L است. فرض کنید فراوردهٔ محلول در آب، خاصیت بازی چندانی ندارد.) *(سراسری تجربی ۹۷)*

۱) ۱۵۰ ۲) ۶۷۵ ۳) ۱۱۰۰ ۴) ۱۳۵۰

**پاسخ** تعداد مول اولیه $OH^-$ برابر است با:

$$۲\,L\,NaOH\times\frac{۱\,mol\,NaOH}{۱\,L\,NaOH}\times\frac{۱\,mol\,OH^-}{۱\,mol\,NaOH}=۲\,mol\,OH^-$$

وقتی pH برابر ۱۳ باشد، غلظت $H^+$ و در پی آن غلظت $OH^-$ برابر است با:

$$[H^+]=۱۰^{-pH}=۱۰^{-۱۳}\Rightarrow[OH^-]=\frac{۱۰^{-۱۴}}{[H^+]}=\frac{۱۰^{-۱۴}}{۱۰^{-۱۳}}=۰/۱\,mol.L^{-۱}$$

بنابراین تعداد مول ثانویه $OH^-$ برابر می‌شود با:

$$[OH^-]=\frac{n}{V}\Rightarrow ۰/۱=\frac{n_{OH^-}}{۲}\Rightarrow n_{OH^-}=۰/۲\,mol$$

با توجه به معادلهٔ موازنه‌شده و روابط استوکیومتری داریم:

| | $۲Al$ | $+\ ۶H_۲O$ | $+\ ۲OH^-$ | $\rightarrow$ | $۲\,Al(OH)_۴^-$ | $+۳H_۲$ |
|---|---|---|---|---|---|---|
| مول اولیه $(t_۱)$: | | | ۲ | | ۰ | |
| مول نهایی $(t_۲)$: | | | ۰/۲ | | ? | |

**پاسخ** ۱/۸ مول $OH^-$ مصرف شده است، پس تعداد مول $H_۲$ تولیدشده برابر است با:

$$۱/۸\,mol\,OH^-\times\frac{۳\,mol\,H_۲}{۲\,mol\,OH^-}=۲/۷\,mol\,H_۲$$

با توجه به حجم مولی گازها در این شرایط، حجم گاز $H_۲$ تولیدی به دست می‌آید.

$$۲/۷\,mol\,H_۲\times\frac{۲۵\,L\,H_۲}{۱\,mol\,H_۲}\times\frac{۱۰۰۰\,mL}{۱\,L}=۲۷\times۲۵\times۱۰۰\,mL\,H_۲$$

حالا با توجه به سرعت تولید گاز هیدروژن، می‌توانیم $t_۲$ را حساب کنیم:

$$\overline{R}_{(H_۲)}=\frac{\text{حجم } H_۲ \text{ تولیدی}}{\text{زمان تولید}}\Rightarrow ۵۰\,mL.s^{-۱}=\frac{۲۷\times۲۵\times۱۰۰}{(t_۲-۰)}\Rightarrow t_۲=\frac{۲۷\times\cancel{۲۵}\times۱۰۰}{\cancel{۵۰}_{\,۲}}=\frac{\cancel{۲۷}^{\,۱۳/۵}\times۱۰۰}{\cancel{۲}}=۱۳۵۰\,s$$

**گزینهٔ ۴ درست است.**

**تست** **یک نوع ماهی می‌تواند در pH بین ۶ تا ۸ زنده بماند. اگر حجم آب آکواریوم نگه‌داری این ماهی، ۲۰ L بوده و در حالت خنثی باشد، افزودن کدام مورد، سبب مرگ ماهی می‌شود؟** *(سراسری ریاضی ۹۷ با تغییر)*

۱) ۲۰ میلی‌لیتر محلول $۱۰^{-۳}$ مولار هیدروبرمیک اسید

۲) ۱۰۰ میلی‌لیتر محلول $۱۰^{-۴}$ مولار هیدروکلریک اسید

۳) ۱۰۰ میلی‌لیتر محلول ۰/۰۱ مولار سدیم هیدروکسید

۴) ۵۰ میلی‌لیتر محلول $۸\times۱۰^{-۵}$ مولار باریم هیدروکسید

**پاسخ** باید pH حاصل از افزودن هر گزینه را حساب کنیم. اگر pH خارج از محدودهٔ ۶ تا ۸ باشد، سبب مرگ ماهی می‌شود. با اضافه‌کردن ۱۰۰ میلی‌لیتر محلول ۰/۰۱ مولار سدیم هیدروکسید، $۱۰^{-۳}$ مول NaOH اضافه کرده‌ایم:

$$۱۰۰\,mL\,NaOH\times\frac{۱\,L}{۱۰۰۰\,mL}\times\frac{۰/۰۱\,mol\,NaOH}{۱\,L\,NaOH}=۱۰^{-۳}\,mol\,NaOH$$

می‌توانیم از حجم ۱۰۰ میلی‌لیتر اضافه شده در مقابل ۲۰ لیتر حجم آب آکواریوم صرف‌نظر کنیم، بنابراین غلظت NaOH در محلول نهایی برابر است با:

$$M_{NaOH}=\frac{n}{V_{\text{نهایی}}}=\frac{۱۰^{-۳}\,mol}{۲۰\,L}=\frac{۱}{۲}\times۱۰^{-۴}=۵\times۱۰^{-۵}\,mol.L^{-۱}$$

بنابراین غلظت $OH^-$ و pH این محلول برابر می‌شود با:

$$NaOH(s)\xrightarrow{\text{در آب}}Na^+(aq)+OH^-(aq)$$

غلظت نهایی: ۰ $\quad ۵\times۱۰^{-۵}\quad ۵\times۱۰^{-۵}$

$$[OH^-]=۵\times۱۰^{-۵}\Rightarrow[H^+]=\frac{۱۰^{-۱۴}}{[OH^-]}=\frac{۱۰^{-۱۴}}{۵\times۱۰^{-۵}}=۲\times۱۰^{-۱۰}\,mol.L^{-۱}$$

$$\Rightarrow pH=-\log[H^+]=-\log(۲\times۱۰^{-۱۰})=-(\log۲+\log۱۰^{-۱۰})=-(۰/۳+(-۱۰))=۹/۷$$

**بررسی سایر گزینه‌ها:**

(۱) تعداد مول HBr برابر است با:

$$۲۰\,mL\,HBr\times\frac{۱\,L}{۱۰۰۰\,mL}\times\frac{۱۰^{-۳}\,mol\,HBr}{۱\,L\,HBr}=۲\times۱۰^{-۵}\,mol\,HBr$$

غلظت نهایی HBr:

$$M_{HBr}=\frac{n}{V}=\frac{۲\times۱۰^{-۵}}{۲۰}=۱۰^{-۶}\,mol.L^{-۱}$$

$[H^+]$ و pH:

$$[H^+]=[HBr]_{\text{اولیه}}=۱۰^{-۶}\,mol.L^{-۱}\Rightarrow pH=-\log۱۰^{-۶}=۶$$

(۲) تعداد مول HCl:

$$۱۰۰\,mL\,HCl\times\frac{۱\,L}{۱۰۰۰\,mL}\times\frac{۱۰^{-۴}\,mol\,HCl}{۱\,L\,HCl}=۱۰^{-۵}\,mol\,HCl$$

غلظت نهایی HCl:

$$M_{HCl}=\frac{n}{V}=\frac{۱۰^{-۵}}{۲۰}=۵\times۱۰^{-۷}\,mol.L^{-۱}$$

$[H^+]$ و pH:

$$[H^+]=[HCl]_{\text{اولیه}}=۵\times۱۰^{-۷}\Rightarrow pH=-\log(۵\times۱۰^{-۷})=-(\log۵+\log۱۰^{-۷})=-(۰/۷+(-۷))=۶/۳$$

④ تعداد مول $Ba(OH)_2$:

$$50\ mL\ Ba(OH)_2 \times \frac{1\ L}{1000\ mL} \times \frac{8\times10^{-5}\ mol\ Ba(OH)_2}{1\ L\ Ba(OH)_2} = 4\times10^{-6}\ mol\ Ba(OH)_2$$

غلظت نهایی $Ba(OH)_2$:

$$M_{Ba(OH)_2} = \frac{n}{V} = \frac{4\times10^{-6}}{20} = 2\times10^{-7}\ mol.L^{-1}$$

$[OH^-]$ و pH:

$$[OH^-] = 2\times[Ba(OH)_2]_{\text{اولیه}} = 2\times2\times10^{-7} = 4\times10^{-7} \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{4\times10^{-7}} = \frac{10^{-7}}{4}\ mol.L^{-1}$$

$$pH = -\log(\frac{10^{-7}}{4}) = -(\log10^{-7} - \log4) = -(\log10^{-7} - 2\log2) = -((-7) - 2(0/3)) = 7/6$$

گزینهٔ ۳ درست است.

## محاسبهٔ pH اسیدهای ضعیف

اسیدهای ضعیف در آب به طور جزئی یونیده می‌شوند به طوری که یونیده‌شدن آن‌ها را با کمیتی به نام درجهٔ یونش $\alpha$ بررسی می‌کردیم. اگر غلظت اولیه یک اسید ضعیف مثل HA برابر $M_a$ و درجهٔ یونش آن برابر $\alpha$ باشد با توجه به معادلهٔ یونش جزئی آن، داریم:

| | $HA(aq)$ | $\rightleftharpoons$ | $H^+(aq)$ | + | $A^-(aq)$ |
|---|---|---|---|---|---|
| غلظت اولیه (حل‌شده): | $M_a$ | | $0$ | | $0$ |
| غلظت یونیده‌شده: | $-x$ | | $+x$ | | $+x$ |
| غلظت نهایی: | $M_a - x$ | | $x$ | | $x$ |

با توجه به رابطهٔ $\alpha$ داریم:

$$\alpha = \frac{\text{غلظت یونیده‌شده}}{\text{غلظت کل حل‌شده}} \Rightarrow \alpha = \frac{x}{M_a} \Rightarrow x = [H^+] = \alpha M_a$$

بنابراین می‌توانیم در معادلهٔ یونش اسید ضعیف HA به جای x قرار دهیم $\alpha M_a$.

| | $HA(aq)$ | $\rightleftharpoons$ | $H^+(aq)$ | + | $A^-(aq)$ |
|---|---|---|---|---|---|
| غلظت اولیه: | $M_a$ | | $0$ | | $0$ |
| غلظت یونیده‌شده: | $-\alpha M_a$ | | $+\alpha M_a$ | | $+\alpha M_a$ |
| غلظت نهایی: | $M_a(1-\alpha)$ | | $\alpha M_a$ | | $\alpha M_a$ |

بنابراین:

در اسیدهای ضعیف $\rightarrow [H^+] = \alpha M_a$

بعد از محاسبهٔ $[H^+]$ می‌توانیم به راحتی، pH محلول را هم حساب کنیم.

**نکته** همهٔ اسیدهای ضعیف را به صورت تک‌ظرفیتی در نظر می‌گیریم.

**نکته** دقت داشته باشید که $\alpha$ در این روابط درجهٔ یونش است نه درصد یونش! پس اگر درصد یونش را به شما دادند، اول آن را بر ۱۰۰ تقسیم کنید و بعد در این روابط قرار دهید.

**مثال** جدول زیر را کامل کنید. *(خود را بیازمایید صفحهٔ ۲۸ کتاب درسی)*

| نام محلول | غلظت محلول (مولار) | $[H^+]$ | $[OH^-]$ | pH | درصد یونش |
|---|---|---|---|---|---|
| هیدروکلریک اسید | ۰/۰۰۴ | ..... | ..... | ..... | ..... |
| هیدروفلوئوریک اسید | ۰/۰۰۴ | ..... | ..... | ..... | ۲/۵ |
| نیتریک اسید | ..... | ..... | ..... | ۳/۷ | ..... |
| نمونه‌ای از آب یک دریاچه | | ..... | ..... | ۱۰/۵۲ | |

**پاسخ** **ردیف ۱:** HCl اسید قوی است، بنابراین: درصد یونش $(\alpha\%) = 100\%$

$$[H^+] = M_a = 0/004\ M\ ,\ [H^+][OH^-] = 10^{-14} \rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-4}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0/004} = 2/5\times10^{-12}\ M$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(4\times10^{-3}) = -\log4 - \log(10^{-3}) = \underbrace{-2\log2}_{-0/6} + 3 = 2/4$$

**ردیف ۲:** HF اسید ضعیف است با درصد یونش ۲/۵٪، پس:

$$\alpha = \frac{\%\alpha}{100} = 2/5\times10^{-2}$$

$$[H^+] = \alpha M_a = 2/5\times10^{-2}\times0/004 = 1\times10^{-4}\ M\ ,\ [H^+][OH^-] = 10^{-14} \rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{1\times10^{-4}} = 10^{-10}\ M$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(10^{-4}) = 4$$

**ردیف ۳:** نیتریک اسید، اسید قوی است. پس در آن $\alpha$ برابر ۱ بوده و $\alpha$٪ برابر ۱۰۰٪ است. از آن‌جا که pH در آن برابر ۳/۷ است، پس $[H^+]$ برابر است با:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3/7} = 10^{-4} \times 10^{+0/3} = 10^{-4} \times 2 = 2 \times 10^{-4}\ M$$

با توجه به رابطهٔ $[H^+] = M_a$ برای اسیدهای قوی، غلظت اولیهٔ $HNO_3$ هم، $2 \times 10^{-4}$ مولار بوده است.

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-4}} = 5 \times 10^{-11}\ M$$

**ردیف ۴:**

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-10/52} = 10^{-11} \times 10^{+0/48} = 10^{-11} \times 3 = 3 \times 10^{-11}\ M$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{3 \times 10^{-11}} = 3/33 \times 10^{-4}\ M$$

پس جدول موردنظر به صورت زیر تکمیل می‌شود.

| نام محلول | غلظت محلول | $[H^+]$ | $[OH^-]$ | pH | درصد یونش |
|---|---|---|---|---|---|
| هیدروکلریک اسید | ۰/۰۰۴ | ۰/۰۰۴ | $2/5 \times 10^{-12}$ | ۲/۴ | ۱۰۰ |
| هیدروفلوئوریک اسید | ۰/۰۰۴ | $1 \times 10^{-4}$ | $1 \times 10^{-10}$ | ۴ | ۲/۵ |
| نیتریک اسید | $2 \times 10^{-4}$ | $2 \times 10^{-4}$ | $5 \times 10^{-11}$ | ۳/۷ | ۱۰۰ |
| نمونه‌ای از آب یک دریاچه | | $3 \times 10^{-11}$ | $3/33 \times 10^{-4}$ | ۱۰/۵۲ | |

**تست** pH محلول $2 \times 10^{-4}\ mol.L^{-1}$ هیدروکلریک اسید، چند برابر pH محلولی از یک اسید ضعیف HA با غلظت $0/005\ mol.L^{-1}$ و درصد تفکیک یونی ۲/۰ درصد است؟ *(سراسری تجربی ۸۹)*

۱) ۰/۷۴ ۲) ۰/۸۵ ۳) ۱/۲۵ ۴) ۲/۱۵

**پاسخ** اول pH محلول HCl را حساب می‌کنیم:

$$[H^+] = M_a = 2 \times 10^{-4} \Rightarrow pH = -\log[H^+] = -\log(2 \times 10^{-4}) = -\log 2 - \log 10^{-4} = -0/3 + 4 = 3/7$$

غلظت $H^+$ در اسید ضعیف HA برابر است با:

$$\%\alpha = \%0/2 \Rightarrow \alpha = 2 \times 10^{-3},\ [H^+] = \alpha M_a = 2 \times 10^{-3} \times 0/005 = 10^{-5}\ mol.L^{-1}$$

بنابراین pH آن برابر ۵ است:

$$pH = -\log[H^+] = -\log(10^{-5}) = 5$$

نسبت pH محلول HCl به pH محلول HA برابر است با:

$$\frac{3/7}{5} = \frac{7/4}{10} = 0/74$$

$\frac{10}{2}$

**گزینهٔ ۱ درست است.**

**تست** اگر pH محلول اسید ضعیف HA که در هر میلی‌لیتر آن $2/5 \times 10^{-7}$ مول از آن وجود دارد، برابر ۵ باشد، درصد تفکیک یونی آن در شرایط آزمایش، کدام است؟ *(سراسری ریاضی ۹۵)*

۱) ۰/۴ ۲) ۰/۲ ۳) ۴ ۴) ۲

**پاسخ** اول غلظت محلول HA را حساب می‌کنیم:

$$[HA] = \frac{2/5 \times 10^{-7}\ mol}{0/001\ L} = 2/5 \times 10^{-4}\ mol.L^{-1}$$

اگر pH برابر ۵ باشد غلظت $H^+$ در آن برابر $10^{-5}$ خواهد بود.

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-5}\ mol.L^{-1}$$

بنابراین به سادگی درجهٔ یونش حساب می‌شود:

$$[H^+] = \alpha M_a \Rightarrow 10^{-5} = \alpha \times 2/5 \times 10^{-4} \Rightarrow \alpha = \frac{10^{-5}}{2/5 \times 10^{-4}} = 4 \times 10^{-2} \Rightarrow (\%\alpha) = \text{درصد یونش} = \alpha \times 100 = \%4$$

**گزینهٔ ۳ درست است.**

**تست** اگر مقدار $\alpha$ برای اسید HA برابر ۱۰٪ باشد، pH محلول چند مولار آن، برابر ۳ است و مقدار $K_a$ آن با یکای $mol.L^{-1}$، به تقریب کدام است؟ *(سراسری ریاضی ۹۶)*

۱) $9 \times 10^{-2}$ ، $1/11 \times 10^{-6}$ ۲) $1 \times 10^{-2}$ ، $1/11 \times 10^{-6}$ ۳) $9 \times 10^{-3}$ ، $1/11 \times 10^{-4}$ ۴) $1 \times 10^{-2}$ ، $1/11 \times 10^{-4}$

**پاسخ** وقتی pH برابر ۳ باشد، غلظت $H^+$ برابر $10^{-3}$ است. پس غلظت اولیهٔ اسید $(M_a)$ برابر خواهد بود با:

$$[H^+] = \alpha M_a \Rightarrow 10^{-3} = 0/1 \times M_a \Rightarrow M_a = 10^{-2}\ mol.L^{-1}$$

تا این‌جا ① و ③ می‌پره!

برای محاسبهٔ $K_a$، کافی است تا غلظت‌های تعادلی گونه‌ها را در عبارت ثابت یونش اسید جای‌گذاری کنیم:

$$HA(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + A^-(aq)$$

غلظت اولیه: ۰/۰۱ ۰ ۰

تغییر غلظت: $-0/001$ $+0/001$ $+0/001$

غلظت نهایی: $9\times10^{-3}$ $1\times10^{-3}$ $1\times10^{-3}$

$$K_a=\frac{[H^+][A^-]}{[HA]}=\frac{(1\times10^{-3})\times(1\times10^{-3})}{9\times10^{-3}}=\left(\frac{1}{9}\right)^{0/1}\times10^{-3}=1/11\times10^{-4}\ mol.L^{-1}$$

گزینهٔ ۴ درست است.

## محاسبهٔ pH بازهای ضعیف

بازهای ضعیف به طور جزئی در آب یونیده می‌شوند. اگر غلظت اولیهٔ باز ضعیف تک‌ظرفیتی BOH برابر $M_b$ و درجهٔ یونش آن برابر $\alpha$ باشد، داریم:

$$BOH(aq) \rightleftharpoons B^+(aq) + OH^-(aq)$$

غلظت اولیه (حل‌شده): $M_b$ ۰ ۰

تغییر غلظت (غلظت یونیده‌شده): $-x$ $+x$ $+x$

غلظت نهایی: $M_b-x$ $x$ $x$

با توجه به رابطهٔ $\alpha$ داریم:

$$\alpha=\frac{\text{غلظت یونیده‌شده}}{\text{غلظت کل حل‌شده}}\Rightarrow\alpha=\frac{x}{M_b}\Rightarrow x=[OH^-]=\alpha M_b$$

بنابراین:

در بازهای ضعیف: $[OH^-]=\alpha M_b$

بعد از محاسبهٔ $[OH^-]$ می‌توانیم $[H^+]$ و در پی آن pH را حساب کنیم.

$$[H^+]=\frac{K_w}{[OH^-]}=\frac{10^{-14}}{[OH^-]}\Rightarrow pH=-\log[H^+]$$

**تست** به تقریب چند گرم از باز ضعیف $BOH(s)$ $(M=80\ g.mol^{-1})$ با درصد تفکیک ۲٪ باید به ۲۵۰ mL آب اضافه شود تا محلولی با pH = ۱۱ به دست آید؟ (سراسری ریاضی ۹۳)

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۴ ۴) ۸

**پاسخ** pH برابر ۱۱ است؛ یعنی:

$$[H^+]=10^{-pH}=10^{-11}\ mol.L^{-1}\Rightarrow[OH^-]=\frac{10^{-14}}{[H^+]}=\frac{10^{-14}}{10^{-11}}=10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

در باز ضعیف، درصد تفکیک برابر ۲٪ است، یعنی $\alpha$ برابر ۰/۰۲ است، پس داریم:

$$[OH^-]=\alpha M_b\Rightarrow10^{-3}=0/02\times M_b\Rightarrow M_b=\frac{10^{-3}}{0/02}=\frac{1}{20}\ mol.L^{-1}$$

جرم مولی $BOH=80\ g/mol$ ، حجم محلول $=\frac{1}{4}L$

حال می‌توانیم جرم BOH را به ازای ۲۵۰ میلی‌لیتر محلول حساب کنیم:

$$?\ g\ BOH=\frac{1}{4}L\times\frac{1}{20}\frac{mol}{L}\times\frac{80\ g\ BOH}{1\ mol}=1\ g\ BOH$$

گزینهٔ ۱ درست است.

## محاسبهٔ pH پس از رقیق یا غلیظ‌کردن محلول اسید قوی یا باز قوی

در بعضی از سؤال‌ها، معمولاً یک اسید قوی یا باز قوی را با تغییر مقدار آب، رقیق یا غلیظ می‌کنند. برای محاسبهٔ pH محلول نهایی می‌توانیم فرایندهای رقیق‌کردن و غلیظ‌کردن را جداگانه بررسی کنیم.

**آ) رقیق‌کردن:** هر چه محلول یک اسید قوی را رقیق‌تر کنیم، غلظت یون هیدرونیوم $(H^+)$ در آن کاهش یافته و بنابراین pH افزایش می‌یابد.

هر چه محلول یک باز قوی را رقیق‌تر کنیم، غلظت یون هیدروکسید $(OH^-)$ در آن کاهش یافته و pH محلول کاهش می‌یابد.

**نکته** رابطهٔ pH با غلظت $H^+$ یا $OH^-$ رابطهٔ لگاریتمی در مبنای ۱۰ است، بنابراین:

اگر محلول یک اسید قوی را $10^n$ بار رقیق کنیم، غلظت $H^+$ آن $10^n$ بار کم‌تر شده و pH آن n واحد بیشتر می‌شود.

$$[H^+]=10^{-x}\Rightarrow pH=-\log10^{-x}=x\xrightarrow{10^n\text{ بار رقیق‌تر}}[H^+]=\frac{10^{-x}}{10^n}=10^{-x-n}$$

$$\Rightarrow pH=-\log10^{-x-n}=x+n\Rightarrow\Delta pH=+n$$

اگر محلول یک باز قوی را $10^n$ بار رقیق کنیم، غلظت $OH^-$ آن $10^n$ بار کم‌تر شده و pH آن n واحد کم‌تر می‌شود.

$$[OH^-]=10^{-x} \Rightarrow [H^+]=10^{-14+x} \Rightarrow pH=-\log 10^{-14+x}=14-x \xrightarrow{\text{}10^n\text{ بار رقیق‌تر}} [OH^-]=\frac{10^{-x}}{10^n}=10^{-x-n}$$

$$\Rightarrow [H^+]=10^{-14+x+n} \Rightarrow pH=-\log 10^{-14+x+n}=14-x-n \Rightarrow \Delta pH=-n$$

*اگر حال و حوصله نداری که از روابط بالا حساب و کتاب کنی، می‌تونی خیلی راحت از نکتهٔ پایین استفاده کنی.*

**نکته** اگر محلول‌های اسید قوی یا باز قوی را $10^n$ بار رقیق کنیم، pH محلول n واحد **به ۷ نزدیک می‌شود.** مثلاً اگر محلول $HNO_3$ را $10^n$ بار رقیق کنیم، pH آن n واحد زیاد شده و به ۷ نزدیک می‌شود.

**ب) غلیظ‌کردن:** غلیظ‌کردن دقیقاً برعکس رقیق‌کردن است.

با غلیظ‌کردن محلول اسید قوی، غلظت یون هیدرونیوم $(H^+)$ بیشتر شده و pH کاهش می‌یابد. اگر محلول یک اسید قوی $10^n$ بار غلیظ شود، غلظت $[H^+]$ آن $10^n$ بار بیشتر شده و pH آن n واحد کم‌تر می‌شود.

$$[H^+]=10^{-x} \Rightarrow pH=-\log 10^{-x}=x \xrightarrow{10^n\text{ بار غلیظ‌تر}} [H^+]=10^{-x}\times 10^n=10^{-x+n} \Rightarrow pH=-\log 10^{-x+n}=x-n$$

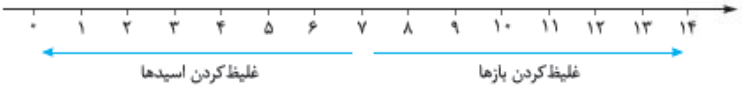
$$\Delta pH=-n$$

با غلیظ‌کردن محلول باز قوی، غلظت یون هیدروکسید $(OH^-)$ بیشتر شده و pH آن افزایش می‌یابد. اگر محلول یک باز قوی را $10^n$ بار غلیظ کنیم غلظت $OH^-$ آن $10^n$ بار بیشتر شده و pH آن n واحد افزایش می‌یابد.

$$[OH^-]=10^{-x} \Rightarrow [H^+]=10^{-14+x} \Rightarrow pH=-\log 10^{-14+x}=14-x \xrightarrow{10^n\text{ بار غلیظ‌تر}} [OH^-]=10^{-x}\times 10^n=10^{-x+n}$$

$$\Rightarrow [H^+]=10^{-14+x-n} \Rightarrow pH=-\log 10^{-14+x-n}=14-x+n \Rightarrow \Delta pH=+n$$

**نکته** اگر محلول‌های اسید قوی یا باز قوی را $10^n$ بار غلیظ کنیم، pH محلول آن n واحد **از ۷ دور می‌شود.** مثلاً اگر محلول NaOH را $10^n$ بار غلیظ کنیم، pH آن n واحد زیاد شده و به ۷ دور می‌شود.




**نکته** برای محاسبهٔ تغییر pH، اول مرتبهٔ رقیق یا غلیظ شدن را به صورت $10^n$ می‌نویسیم، بعد pH آن را n واحد را تغییر می‌دهیم. مثلاً اگر یک محلول ۲بار رقیق شده باشد، اول عدد ۲ را به صورت $10^{0/3}$ می‌نویسیم و بعد pH را از ۰/۳ به ۷ نزدیک می‌کنیم.

| مرتبهٔ رقیق یا غلیظ شدن | $10^n$ | $10^2$ | ۵ (یا $10^{0/7}$) | ۲ (یا $10^{0/3}$) |
|---|---|---|---|---|
| تغییر pH | n | ۲ | ۰/۷ | ۰/۳ |

**نکته** همهٔ این روابط فقط برای اسید قوی یا باز قوی کاربرد دارد.

**تست** **اگر به حجم معینی از محلول ۰/۲ مولار سدیم هیدروکسید، همان حجم آب مقطر اضافه شود، pH آن از ..... به ..... می‌رسد که برابر pH محلول ..... مولار آن است.** *(سراسری ریاضی ۸۹)*

۱) ۱۳/۷ ـ ۱۲/۷ ـ ۰/۰۱ ۲) ۱۳/۷ ـ ۱۲/۷ ـ ۰/۱ ۳) ۱۳/۳ ـ ۱۲/۳ ـ ۰/۰۱ ۴) ۱۳/۳ ـ ۱۳ ـ ۰/۱

**پاسخ** سدیم هیدروکسید (NaOH) باز قوی است. بنابراین غلظت $OH^-$ در محلول آن برابر است با: $[OH^-]=M_b=0/2\ mol.L^{-1}$

$$\Rightarrow [H^+]=\frac{10^{-14}}{[OH^-]}=\frac{10^{-14}}{0/2}=5\times 10^{-14} \Rightarrow pH=-\log(5\times 10^{-14})=-\log 5-\log 10^{-14}=-0/7+14=13/3$$

وقتی به همان حجم آب مقطر اضافه کنیم یعنی حجم ۲ برابر یا $10^{0/3}$ برابر می‌شود. بنابراین pH باز به اندازهٔ ۰/۳ کم می‌شود. (به ۷ نزدیک می‌شود.)

$$\xrightarrow{10^n\text{ برابر}} \Delta pH=-n \Rightarrow \Delta pH=-0/3 \Rightarrow pH_2=13$$ رقیق‌شدن در بازها

اگر pH برابر ۱۳ باشد غلظت محلول سدیم هیدروکسید برابر است با:

$$pH=13 \Rightarrow [H^+]=10^{-pH}=10^{-13} \Rightarrow [OH^-]=\frac{10^{-14}}{[H^+]}=\frac{10^{-14}}{10^{-13}}=0/1 \xrightarrow{[OH^-]=bM_b} M_b=0/1\ mol.L^{-1}$$

**راه دررو:** اگر این سؤال را از آخر به اول حل می‌کردیم می‌دیدیم که فقط ④ *می‌تونه جواب باشه*، چون:

بررسی ① و ③: $M_b=0/01 \Rightarrow [OH^-]=bM_b=1\times 0/01 \Rightarrow [H^+]=\frac{10^{-14}}{0/01}=10^{-12} \Rightarrow pH=12$ ✗

بررسی ② و ④: $M_b=0/1 \Rightarrow [OH^-]=bM_b=1\times 0/1 \Rightarrow [H^+]=\frac{10^{-14}}{0/1}=10^{-13} \Rightarrow pH=13 \Rightarrow$ **گزینهٔ ۴ درست است.**

رابطهٔ بین $[H^+]$ و $K_a$ و هم‌چنین رابطهٔ بین $[H^+]$ و pH را جداگانه بررسی کردیم. در بعضی از سؤال‌ها برای یک اسید ضعیف $K_a$ را می‌دهند و pH را می‌خواهند. برای حل این سؤال‌ها:

۱) با توجه به رابطهٔ $K_a$، $[H^+]$ و $M_a$، غلظت $H^+$ را حساب می‌کنیم. (یا تقریبی یا دقیق. با توجه به صورت سؤال)

$(K_a < 10^{-5}$ یا $\alpha < 0/05)$ **رابطهٔ تقریبی**: $K_a = \frac{[H^+]^2}{M_a}$ ، $(K_a > 10^{-5}$ یا $\alpha > 0/05)$ **رابطهٔ دقیق**: $K_a = \frac{[H^+]^2}{M_a - [H^+]}$

۲) بعد با استفاده از غلظت $H^+$، pH را حساب می‌کنیم.

**تست** pH تقریبی محلول $0/1\ mol.L^{-1}$ اسید ضعیف HA با $K_a = 10^{-5}$، کدام است؟ (سراسری ریاضی ۹۱)

۱) ۲ ۲) ۳ ۳) ۴ ۴) ۵

**پاسخ** صورت تست گفته است pH تقریبی! پس از رابطهٔ تقریبی غلظت $H^+$ را حساب می‌کنیم.

$$K_a \simeq \frac{[H^+]^2}{M_a} \Rightarrow 10^{-5} = \frac{[H^+]^2}{0/1} \Rightarrow [H^+]^2 = 10^{-6} \Rightarrow [H^+] = 10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

حالا pH برابر است با:

$$pH = -\log[H^+] = -\log 10^{-3} = 3$$

**گزینهٔ ۲ درست است.**

**تست** pH محلول $0/2\ mol.L^{-1}$ اسید ضعیف HA که $K_a$ آن برابر $10^{-1}$ مول بر لیتر است، کدام است؟

۱) ۵/۷ ۲) ۱ ۳) ۱/۲۵ ۴) ۱/۷

**پاسخ** صورت سؤال حرفی از تقریب نزد، پس باید به طور دقیق غلظت $H^+$ را حساب کنیم.

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{M_a - [H^+]} \Rightarrow 10^{-1} = \frac{x^2}{0/2 - x} \Rightarrow 0/02 - 0/1x = x^2 \Rightarrow x^2 + 0/1x - 0/02 = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{\Delta}}{2a} \begin{cases} x = \frac{-0/1 + \sqrt{0/1^2 - 4 \times (1) \times (-0/02)}}{2} = \frac{0/1 + \sqrt{0/01 + 0/08}}{2} = \frac{-0/1 + 0/3}{2} = \frac{-0/1 + 0/3}{2} = 0/1 \quad ✓ \\ x = \frac{-0/1 - \sqrt{0/1^2 - 4 \times (1) \times (-0/02)}}{2} = \text{منفی} \quad ✗ \end{cases}$$

$$\Rightarrow x = [H^+] = 0/1\ mol.L^{-1}$$

حالا به راحتی pH را به دست می‌آوریم:

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

**گزینهٔ ۲ درست است.**

در بعضی سؤال‌ها هم $K_a$ و pH را می‌دهد و ما باید $M_a$، یا مواردی که مربوط به $M_a$ است را حساب کنیم.

**تست** چند گرم تری کلرو اتانوییک اسید $(Cl_3CCOOH)$ $(K_a \simeq 2/5 \times 10^{-1}\ mol.L^{-1})$ را باید در یک لیتر آب حل کرد تا pH محلول به ۱ برسد؟ $(Cl = 35/5, O = 16, C = 12, H = 1 : g.mol^{-1})$

۱) ۶/۵۴ ۲) ۸/۱۷ ۳) ۱۶/۳۵ ۴) ۲۲/۸۹

**پاسخ** pH برابر ۱ است، بنابراین:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1}\ mol.L^{-1}$$

حالا با استفاده از رابطهٔ دقیق بین $[H^+]$، $K_a$ و $M_a$ غلظت اولیهٔ اسید را حساب می‌کنیم.

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{M_a - [H^+]} \Rightarrow 2/5 \times 10^{-1} = \frac{(10^{-1})^2}{M_a - 10^{-1}} \Rightarrow 0/25 = \frac{0/01}{M_a - 0/1}$$

$$\Rightarrow 0/25M_a - 0/025 = 0/01 \Rightarrow 0/25M_a = 0/035 \Rightarrow M_a = 0/035 \times 4 = 0/14\ mol.L^{-1}$$

حالا با توجه به جرم مولی تری‌کلرو اتانوییک اسید $(Cl_3CCOOH)$، جرم آن را حساب می‌کنیم.

جرم مولی $Cl_3CCOOH = 3(35/5) + 2(12) + 2(16) + 1(1) = 163/5\ g.mol^{-1}$

$$1\ L \text{ محلول} \times \frac{0/14\ mol\ Cl_3CCOOH}{1\ L} \times \frac{163/5\ g\ Cl_3CCOOH}{1\ mol\ Cl_3CCOOH} = 0/14 \times 163/5 = 22/89\ g\ Cl_3CCOOH$$

**گزینهٔ ۴ درست است.**

*اگه می‌خوای مغزت با سر و کله زدن با کلی مسئلهٔ جدید عضله بزنه! سؤال‌های ۳۷ تا ۴۶ تشریحی و ۶۲ تا ۸۸ تستی رو حل کن.*

# درس هفتم: شوینده‌های خورنده (صفحه‌های ۳۰ تا ۳۶ کتاب درسی)

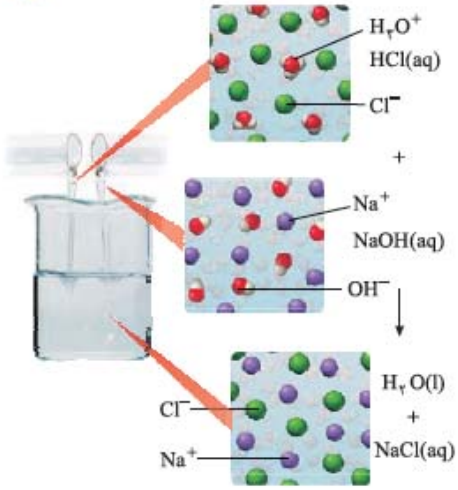
## واکنش اسید ـ باز

یکی از رفتارهای جالب و بسیار پرکاربرد در اسیدها و بازها، واکنش شیمیایی بین آن‌ها است. *شاید باور تون نشه ولی این واکنش خیلی خیلی پرکاربرده!*

مثلاً واکنش بین هیدروکلریک اسید ($HCl$) و سدیم هیدروکسید ($NaOH$) را خوب ببینید:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

اگر بخواهیم از دید میکروسکوپی به این واکنش نگاه کنیم یک همچین اتفاقی رخ می‌دهد:




$$\underbrace{H^+ + Cl^-}_{HCl(aq)} + \underbrace{Na^+ + OH^-}_{NaOH(aq)} \rightarrow \underbrace{Na^+ + Cl^-}_{NaCl(aq)} \quad \underbrace{H^+\,OH^-}_{H_2O(l)}$$

### یون تماشاچی:

اگر به واکنش بالا خوب نگاه کنیم، می‌بینیم که یون‌های $Na^+$ و $Cl^-$ تأثیر خاصی در واکنش انجام‌شده ندارند! یعنی هیچ فعل و انفعال شیمیایی روی آن‌ها انجام نمی‌شود. قبل از واکنش، $Na^+$ و $Cl^-$ آزادانه در محلول می‌چرخیدند و بعد از واکنش هم هم‌چنان در حال گردش هستند. *(عمین‌جوری بیکار و بی‌عار! الکی الکی دارن می‌چرخن واسه خودشون!)*

به این یون‌ها که تأثیری در فعل و انفعال شیمیایی ندارند اصطلاحاً **یون تماشاچی** می‌گوییم.

**نکته** یون‌های تماشاچی را می‌توانیم در یک واکنش در نظر نگیریم و از دو طرف واکنش خط بزنیم؛ یعنی در واکنش بالا اتفاق اصلی واکنش، بین $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ است که به $H_2O(l)$ تبدیل می‌شوند.

$$\overbrace{H^+(aq) + \underbrace{Cl^-(aq)}_{\text{یون‌های تماشاچی}}}^{HCl} + \overbrace{\underbrace{Na^+(aq)}_{\text{یون‌های تماشاچی}} + OH^-(aq)}^{NaOH}$$

$$\rightarrow \overbrace{\underbrace{Na^+(aq) + Cl^-(aq)}_{\text{یون‌های تماشاچی}}}^{NaCl} + H_2O(l)$$

واکنش اصلی: $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$

## واکنش خنثی‌شدن

به واکنش بین یک اسید و یک باز، واکنش **خنثی‌شدن** می‌گوییم. در واکنش خنثی‌شدن، اسید و باز باید به نسبت استوکیومتری با هم واکنش دهند. نسبت استوکیومتری بین یک اسید و یک باز هم به ظرفیت آن‌ها بستگی دارد.

**ظرفیت اسیدی:** به تعداد $H^+$هایی که یک اسید می‌تواند آزاد کند، ظرفیت اسیدی $(a)$ می‌گوییم.

**ظرفیت بازی:** به تعداد $OH^-$هایی که یک باز می‌تواند آزاد کند، ظرفیت بازی $(b)$ می‌گوییم.

مثلاً ظرفیت اسیدهای $HCl$، $H_2CO_3$ و $H_3PO_4$ به ترتیب ۱، ۲ و ۳ بوده و ظرفیت بازهای $NaOH$ و $Ba(OH)_2$ به ترتیب ۱ و ۲ است.

**نکته** اسید و باز با هم واکنش می‌دهند و نمک و آب تولید می‌کنند.

آب + نمک ← باز + اسید

با توجه به نکتهٔ بالا می‌توانیم واکنش بین اسیدها و بازها را نوشته و موازنه کنیم.

مثلاً اسید کربنیک $(H_2CO_3)$ و سدیم هیدروکسید $(NaOH)$ با هم واکنش می‌دهند و نمک سدیم کربنات $(Na_2CO_3)$ و آب تولید می‌کنند.

$$H_2CO_3(aq) + 2NaOH(aq) \rightarrow Na_2CO_3(aq) + 2H_2O(l)$$

**نکته** در حد اطلاعات دبیرستان، واکنش بین یک اسید و یک باز (واکنش خنثی‌شدن) را یک واکنش کامل در نظر می‌گیریم.

**نکته** معمولاً در سؤال‌های مربوط به خنثی‌شدن، نسبت ضریب بین یک اسید و یک باز اهمیت دارد. برای نوشتن سریع نسبت ضرایب استوکیومتری می‌توانیم بنویسیم:

$$a\ \text{باز} + b\ \text{اسید} \rightarrow$$

a: ظرفیت اسید و b: ظرفیت باز

مثلاً در واکنش بین $H_2CO_3$ و $NaOH$ داریم:

$$\left.\begin{matrix}a=2\ (\text{ظرفیت اسید})\\ b=1\ (\text{ظرفیت باز})\end{matrix}\right\} \Rightarrow 1\,H_2CO_3 + 2\,NaOH \rightarrow$$

یا در واکنش بین $H_3PO_4$ و $Ba(OH)_2$ داریم:

$$\left.\begin{matrix}a=3\ (\text{ظرفیت اسید})\\ b=2\ (\text{ظرفیت باز})\end{matrix}\right\} \Rightarrow 2\,H_3PO_4 + 3\,Ba(OH)_2 \rightarrow$$

از آن‌جا که واکنش بین اسید و باز در محلول آبی انجام می‌شود، معمولاً در مسائل خنثی‌شدن، اطلاعات مربوط به آن‌ها، حجم (V) و غلظت مولی (M) است. به همین دلیل می‌توانیم با استفاده از روابط زیر، *سه سوته*! سؤال‌های مربوط به خنثی‌شدن را حل کنیم.

$$\frac{\text{n اسید}}{\text{ضریب اسید}} = \frac{\text{n باز}}{\text{ضریب باز}} \rightarrow \frac{n_a}{b} = \frac{n_b}{a} \Rightarrow an_a = bn_b \quad \text{یا} \quad aM_aV_a = bM_bV_b$$

**تست** اگر ۴۰ میلی‌لیتر محلول ۰/۰۲۵ مولار اسید چندظرفیتی $H_nA$ با ۷۵ میلی‌لیتر محلول ۰/۰۲ مولار یک باز دوظرفیتی $M(OH)_2$ خنثی شود، n کدام عدد است؟ *(سراسری ریاضی ۸۸)*

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۴

**پاسخ** **روش ۱** قدم اول نوشتن معادلهٔ موازنه‌شده بین اسید $H_nA$ و $M(OH)_2$ است:

$$2H_nA + nM(OH)_2 \rightarrow M_nA_2 + (2n)H_2O$$

حالا حجم باز مصرفی را از روی حجم اسید حساب می‌کنیم:

$$40\ mL\ H_nA \times \frac{1\ L}{1000\ mL} \times \frac{0/025\ mol\ H_nA}{1\ L\ H_nA} \times \frac{n\ mol\ M(OH)_2}{2\ mol\ H_nA} \times \frac{1\ L\ M(OH)_2}{0/02\ mol\ M(OH)_2} \times \frac{1000\ mL}{1\ L} = 75\ mL$$

$$\Rightarrow \frac{40 \times 0/025 \times n}{2 \times 0/02} = 75 \Rightarrow n = \frac{75 \times 2 \times 20}{40 \times 25} = 3$$

**روش ۲** با توجه به اطلاعات سؤال داریم:

$$aM_aV_a = bM_bV_b \Rightarrow n \times 0/025 \times 40 = 2 \times 0/02 \times 75 \Rightarrow n = \frac{2 \times 0/02 \times 75}{0/025 \times 40} = 3$$

گزینهٔ ۳ درست است.

**تست** با افزودن ۱۰ میلی‌لیتر از محلول یک ترکیب با خاصیت اسیدی قوی (HA) به ۹۰ میلی‌لیتر آب مقطر، pH محلول به ۲ کاهش می‌یابد. برای خنثی‌شدن کامل هر لیتر از محلول غلیظ اولیهٔ این ترکیب اسیدی، چند گرم NaOH(s) لازم است؟ $(H=1, O=16, Na=23 : g.mol^{-1})$ *(سراسری تجربی ۹۷)*

۱) ۱ ۲) ۴ ۳) ۱۰ ۴) ۴۰

**پاسخ** با توجه به pH محلول نهایی، غلظت $H^+$ در محلول نهایی برابر است با:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2}\ mol.L^{-1}$$

بنابراین تعداد مول HA در محلول نهایی به دست می‌آید:

$$[HA] = [H^+] = 10^{-2}\ mol.L^{-1} \Rightarrow [HA] = \frac{n_{HA}}{V} \Rightarrow 10^{-2} = \frac{n_{HA}}{0/1\ L} \Rightarrow n_{HA} = 10^{-3}\ mol$$

پس غلظت اولیه محلول HA (در ۱۰ میلی‌لیتر) برابر بوده است با:

$$[HA]_{\text{اولیه}} = \frac{n_{HA}}{V_{\text{اولیه}}} = \frac{10^{-3}\ mol}{0/01\ L} = 10^{-1} = 0/1\ mol.L^{-1}$$

**روش ۱** حالا با توجه به واکنش HA و NaOH، جرم NaOH لازم برای خنثی‌کردن ۱ لیتر از محلول اولیهٔ HA برابر است با:

$$NaOH(aq) + HA(aq) \rightarrow NaA(aq) + H_2O(aq)$$

$$1\ L\ HA \times \frac{0/1\ mol\ HA}{1\ L\ HA} \times \frac{1\ mol\ NaOH}{1\ mol\ HA} \times \frac{40\ g\ NaOH}{1\ mol\ NaOH} = 4\ g\ NaOH$$

**روش ۲**

$$aM_aV_a = bM_bV_b \Rightarrow 1 \times 0/1 \times 1 = 1 \times n_b \Rightarrow n_b = 0/1$$

$$g\ NaOH = 0/1 \times 40 = 4\ g$$

گزینهٔ ۲ درست است.

**تست** اگر نسبت غلظت مولار یون هیدروکسید به یون هیدرونیوم در یک محلول باز قوی برابر $10^{10}$ باشد، برای خنثی‌کردن ۱۰۰ mL از این محلول، چند مول HCl نیاز است؟ (سراسری ریاضی ۹۶)

۱) $10^{-2}$ ۲) $5\times10^{-2}$ ۳) $10^{-3}$ ۴) $5\times10^{-3}$

**پاسخ** با توجه به اطلاعات مسئله و $K_w$ داریم:

$$\frac{[OH^-]}{[H^+]}=10^{10} \xrightarrow{[H^+]=\frac{10^{-14}}{[OH^-]}} \frac{[OH^-]}{\frac{10^{-14}}{[OH^-]}}=10^{10} \Rightarrow \frac{[OH^-]}{\frac{10^{-14}}{[OH^-]}}=10^{10} \Rightarrow \frac{[OH^-]^2}{10^{-14}}=10^{10} \Rightarrow [OH^-]^2=10^{-4}$$

$$\Rightarrow [OH^-]=10^{-2}\ mol.L^{-1}$$

حالا حساب می‌کنیم برای خنثی‌کردن ۱۰۰ میلی‌لیتر از این محلول چند مول HCl لازم است.

$$HCl(aq)+OH^-(aq) \rightarrow Cl^-(aq)+H_2O(l)$$

$$100\ mL\ OH^- \times \frac{1\ L}{1000\ mL} \times \frac{10^{-2}\ mol\ OH^-}{1\ L\ OH^-} \times \frac{1\ mol\ HCl}{1\ mol\ OH^-} = 10^{-3}\ mol\ HCl$$

گزینهٔ ۳ درست است.

چند سؤال هم از واکنش اسیدهای ضعیف و بازها می‌بینیم، همان‌طور که می‌دانیم واکنش هر اسیدی با هر بازی را کامل در نظر می‌گیریم.

**تست** اگر درصد یونش یک محلول اتانوییک اسید برابر ۲ درصد و pH آن برابر ۲/۷ باشد، ۲۵ میلی‌لیتر از آن با چند میلی‌لیتر محلول ۰/۰۵ مولار آمونیاک واکنش می‌دهد؟ (سراسری ریاضی ۸۶)

۱) ۱۵ ۲) ۲۰ ۳) ۲۵ ۴) ۵۰

**پاسخ** اول غلظت اولیهٔ اتانوییک اسید را حساب می‌کنیم:

$$\%\alpha=\%2 \Rightarrow \alpha=0/02$$

$$pH=2/7 \Rightarrow [H^+]=10^{-pH}=10^{-2/7}=10^{-3}\times10^{0/3}=2\times10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

$$[H^+]=\alpha M_a \Rightarrow 2\times10^{-3}=0/02\times M_a \Rightarrow M_a=0/1\ mol.L^{-1}$$

می‌دانیم هم اسید و هم باز یک‌ظرفیتی هستند.

**روش ۱** بنابراین حساب می‌کنیم چند میلی‌لیتر $NH_3$ لازم است تا با ۲۵ میلی‌لیتر از اسید ۰/۱ مولار واکنش دهد.

$$25\ mL\ \text{اتانوییک اسید} \times \frac{1\ L}{1000\ mL} \times \frac{0/1\ mol\ \text{اتانوییک اسید}}{1\ L\ \text{اتانوییک اسید}} \times \frac{1\ mol\ NH_3}{1\ mol\ \text{اتانوییک اسید}} \times \frac{1\ L\ NH_3}{0/05\ mol\ NH_3} \times \frac{1000\ mL}{1\ L} = 50\ mL\ NH_3$$

**روش ۲** با توجه به اطلاعات، داریم:

$$aM_aV_a=bM_bV_b \Rightarrow 1\times0/1\times25=1\times0/05\times V_b \Rightarrow V_b=50\ mL$$

گزینهٔ ۴ درست است.

**تست** اگر pH محلولی از یک اسید HA با درصد تفکیک یونی ۱۰٪ برابر ۴ باشد، ۵۰ mL از آن با چند میلی‌گرم سدیم هیدروژن کربنات ($NaHCO_3$) ۸۰ درصد خالص واکنش می‌دهد؟ ($H=1, C=12, O=16, Na=23 : g.mol^{-1}$) (سراسری ریاضی ۸۸)

۱) ۲/۴ ۲) ۵/۲۵ ۳) ۴/۲ ۴) ۸/۲۵

**پاسخ** قدم اول، محاسبهٔ غلظت اولیهٔ اسید HA است.

$$\%\alpha=\%10 \Rightarrow \alpha=0/1$$

$$pH=4 \Rightarrow [H^+]=10^{-pH}=10^{-4}\ mol.L^{-1},\ [H^+]=\alpha M_a \Rightarrow 10^{-4}=0/1\times M_a \Rightarrow M_a=10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است:

$$NaHCO_3(s)+HA(aq) \rightarrow NaA(aq)+H_2CO_3(aq)$$

**روش ۱** در قدم دوم حساب می‌کنیم چند میلی‌گرم $NaHCO_3$ ناخالص برای واکنش با ۵۰ میلی‌لیتر HA نیاز است:

$$50\ mL\ HA \times \frac{1\ L}{1000\ mL} \times \frac{10^{-3}\ mol\ HA}{1\ L\ HA} \times \frac{1\ mol\ NaHCO_3}{1\ mol\ HA} \times \frac{84\ g\ NaHCO_3}{80\ g\ \text{خالص}} \times \frac{100\ g\ \text{ناخالص}}{1\ g} \times \frac{1000\ mg}{1\ g}$$

$$= \frac{5\times84}{80} = 5/25\ mg\ NaHCO_3\ \text{(ناخالص)}$$

**روش ۲** با استفاده از اطلاعات بالا داریم: (میلی‌گرم $NaHCO_3$ را x در نظر می‌گیریم.)

$$an_a=bn_b$$

$$1\times10^{-3}\times\frac{50}{1000}=1\times\frac{\frac{x}{1000}\times\frac{80}{100}}{84} \Rightarrow x=\frac{10^{-3}\times50\times84\times100}{80\times4}=5/25\ mg\ NaHCO_3\ \text{(ناخالص)}$$

(گرم / جرم مولی، درصد خلوص)

گزینهٔ ۲ درست است.

**تست** اگر pH محلول اسید ضعیف HA برابر ۳/۴ و درصد یونش آن برابر ۲/۵٪ باشد، غلظت مولار آن، کدام است و ۲۰۰ میلی‌لیتر از آن، چند مول سدیم هیدروکسید را خنثی می‌کند؟ (گزینه‌ها را از راست به چپ بخوانید. $\log ۰/۴ \approx -۰/۴$) *(سراسری تجربی ۹۶)*

۱) $۱/۴\times۱۰^{-۲}$ و $۱/۶\times۱۰^{-۳}$ ۲) $۱/۴\times۱۰^{-۲}$ و $۳/۲\times۱۰^{-۳}$ ۳) $۱/۶\times۱۰^{-۲}$ و $۱/۶\times۱۰^{-۳}$ ۴) $۱/۶\times۱۰^{-۲}$ و $۳/۲\times۱۰^{-۳}$

**پاسخ** با توجه به روابط روبه‌رو، غلظت اولیهٔ HA برابر است با:

$$\٪\alpha = \٪۲/۵ \Rightarrow \alpha = ۲/۵\times۱۰^{-۲}$$

$$pH = ۳/۴ \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۳/۴} = ۱۰^{-۳}\times۱۰^{-۰/۴} = ۰/۴\times۱۰^{-۳} = ۴\times۱۰^{-۴}$$

$$[H^+] = \alpha M_a \Rightarrow ۴\times۱۰^{-۴} = ۲/۵\times۱۰^{-۲}\times M_a \Rightarrow M_a = \frac{۴\times۱۰^{-۴}}{۲/۵\times۱۰^{-۲}} = \frac{۴\times۴}{۱۰}\times۱۰^{-۲} = ۱/۶\times۱۰^{-۲}\ M$$

تا این‌جا می‌فهمیم که ۱ و ۲ جواب نیست!

واکنش HA و سدیم هیدروکسید به صورت مقابل است: $NaOH + HA \rightarrow NaA + H_۲O$

بنابراین داریم: **روش ۱**

$$۲۰۰\ mL\ HA \times \frac{۱\ L}{۱۰۰۰\ mL} \times \frac{۱/۶\times۱۰^{-۲}\ mol\ HA}{۱\ L\ HA} \times \frac{۱\ mol\ NaOH}{۱\ mol\ HA} = ۳/۲\times۱۰^{-۳}\ mol\ NaOH$$

**روش ۲**

$$an_a = bn_b \Rightarrow aM_aV_a = bn_b \Rightarrow ۱\times۱/۶\times۱۰^{-۲}\times \frac{۲۰۰}{۱۰۰۰} = ۱\times n_b \Rightarrow n_b = ۳/۲\times۱۰^{-۳}\ mol\ NaOH$$

گزینهٔ ۴ درست است.

## شوینده‌های خورنده چگونه عمل می‌کنند؟

تا حالا شده که لوله‌های خونتون بگیره؟ بعضی‌ها، موقع گرفتن لوله‌های خونشون از تلمبه‌های فشاری استفاده می‌کنن. تلمبه‌های فشاری با واردکردن ضربه‌های مکانیکی، مسیر لوله را باز می‌کنند. بعضی وقت‌ها مسیر لوله جوری بسته شده که دیگر ضربه‌های مکانیکی جوابگو نیست و باید از شوینده‌های خورنده استفاده کنیم. *ولی قبلش به نظرتون شوینده‌های خورنده چرا لوله رو باز می‌کنن؟* این مواد معمولاً خاصیت اسیدی یا بازی دارند و با موادی که مسیر لوله را بسته‌اند واکنش می‌دهند و اصطلاحاً آن‌ها را می‌خورند.

اگر مسیر یک لوله توسط اسید چرب $(RCOOH(s))$ بسته شده باشد می‌توانیم برای بازکردن مسیر این لوله از یک باز استفاده کنیم مثل محلول سدیم هیدروکسید $(NaOH(aq))$.

استفاده از NaOH برای این کار دو دلیل دارد:

۱ NaOH با اسید چرب جامد واکنش می‌دهد (مثل واکنش اسید و باز) و آن را به یک مادهٔ محلول در آب تبدیل می‌کند. *این شکلی اسید چربِ رسوب، از دیوارهٔ لوله جدا می‌شه و میره تو فاضلاب!*

$$RCOOH(s) + NaOH(aq) \rightarrow RCOONa(aq) + H_۲O(l)$$

۲ *قیافهٔ RCOONa یکم واستون آشنا نیست؟ همان‌طور که تو اوایل فصل خوندیم*، فراوردهٔ RCOONa خودش یک نوع پاک‌کننده (صابون) است و می‌تواند کثیفی‌ها و چربی‌های اضافه را هم از در و دیوار لوله کنده و پاک کند.

یعنی با استفاده از NaOH برای اسید چرب، با یک تیر دو نشان زدیم! هم اسید چرب را حل کردیم و مسیر لوله را باز کردیم، هم جرم‌گیری کردیم!

بعضی وقت‌ها هم موادی که در لوله‌ها گیر می‌کنند خاصیت بازی دارند، مثل کلسیم کربنات $(CaCO_۳(s))$.

حتماً یادتان هست که بعضی آب‌ها (مثل آب سخت) کلسیم دارند. این کلسیم‌ها می‌توانند درون لوله‌های آب به صورت کلسیم کربنات رسوب کرده و بچسبند به لولهٔ آب و مسیر لوله را ببندند. *این‌جا هم نمی‌تونیم از تلمبهٔ فشاری استفاده کنیم.*

این‌بار باید از شوینده‌ٔ خورنده‌ای استفاده کنیم که خاصیت اسیدی داشته باشد تا بتواند با کلسیم کربنات واکنش داده و آن را بخورد! یکی از این شوینده‌های خورنده، هیدروکلریک اسید $(HCl(aq))$ است.

*این‌جا هم با یک HCl، دو تا نشون می‌زنیم:*

۱ هیدروکلریک اسید $(HCl(aq))$ با کلسیم کربنات $(CaCO_۳(s))$ واکنش می‌دهد و آن را به $CaCl_۲(aq)$، $CO_۲(g)$ و $H_۲O(l)$ تبدیل می‌کند.

$$CaCO_۳(s) + ۲HCl(aq) \rightarrow CaCl_۲(aq) + H_۲O(l) + CO_۲(g)$$

۲ در این واکنش یک فراوردهٔ گازی $(CO_۲(g))$ تولید می‌شود که می‌تواند با اعمال ضربهٔ مکانیکی *(یه چیزی تو مایه‌های همون تلمبهٔ فورمون)*، به بازشدن مسیر لوله کمک کند.

- با استفاده از این شوینده، مواد رسوب (s) به مواد محلول در آب (aq) یا گاز (g) تبدیل می‌شود و مسیر لوله باز می‌شود.

## بد نیست بدانید!

*شاید بپرسید که این دیگه چه‌جور واکنش اسید و بازه؟*

باید خدمتتان عرض کنم که در این واکنش ۲ مولکول HCl، هر کدام یک پروتون ($H^+$) به $CO_3^{2-}$ می‌دهند و آن را تبدیل می‌کنند به $H_2CO_3$.

$$CaCO_3(s) + 2HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + H_2CO_3(aq)$$

ولی بدانید و آگاه باشید که $H_2CO_3(aq)$ در آب یک مادهٔ ناپایدار است و فی‌الفور به $CO_2(g)$ و $H_2O(l)$ تبدیل می‌شود.

$$H_2CO_3(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g)$$

برای همین است که واکنش کلی کلسیم کربنات و هیدروکلریک اسید به صورت زیر است:

$$CaCO_3(s) + 2HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

● *حتماً شنیدید که می‌گن اگه اسید رو روی کف آزمایشگاه بریزیم، زمین رو می‌خوره.* دلیلش این است که کف آزمایشگاه معمولاً از جنس سنگ است (موزاییک یا سرامیک) و جزء اصلی تشکیل‌دهندهٔ آن چیزی نیست جز کلسیم کربنات ($CaCO_3(s)$). در واقع اسید با $CaCO_3(s)$ موجود در کف آزمایشگاه واکنش می‌دهد و آن را به مواد محلول در آب یا گاز تبدیل می‌کند. به همین دلیل به آن می‌گوییم مادهٔ خورنده!

البته اسیدها، همهٔ ماده‌ها را نمی‌خورند. اگر اسید قرار باشد همیشه خورنده باشد، چرا ظرف شیشه‌ای خودش را نمی‌خورد؟ احسنت! چون ظرف شیشه‌ای خاصیت بازی ندارد که با اسید واکنش بدهد.

**نکته** اگر اسید (یا باز) با ماده‌ای واکنش بدهد، آن را به یک سری فراورده‌های دیگر تبدیل می‌کند و اصطلاحاً می‌گوییم آن ماده را می‌خورد ولی اگر با ماده‌ای واکنش ندهد، آن را نمی‌خورد.

## پیوند با زندگی

اگر خاطر شریفتان باشد، گفتیم که می‌خواهیم راه درمان سوزش معده را با دانش مبحث اسید و باز بررسی کنیم. معده برای گوارش غذا نیاز به اسید دارد، با خوردن غذا، غده‌هایی که در دیوارهٔ معده هستند، یک اسید قوی ترشح می‌کنند یعنی هیدروکلریک اسید $(HCl)$.

با توجه به غذاهای مختلفی که می‌خوریم، بدن ما نزدیک به ۲ تا ۳ لیتر شیرهٔ معده تولید می‌کند که غلظت یون هیدرونیوم $(H^+)$ در آن حدود ۰/۰۳ مول بر لیتر است. غلظت ۰/۰۳ مول بر لیتر بسیار زیاد است و معده محیطی است بسیار اسیدی! به طوری که حتی اگر شما فلز روی را میل بفرمایید، معدهٔ مبارک توانایی حل‌کردن فلز روی را هم دارد!

- pH معده در زمان استراحت برابر با ۳/۷ است.

ولی خب اسید معده آن‌قدرها هم خوب نیست چون به طور طبیعی مقدار کمی از یون‌های هیدرونیوم $(H^+)$ دوباره توسط دیواره‌های معده جذب می‌شود و بعضی از سلول‌های سازندهٔ دیوارهٔ معده را نابود می‌کند!

حالا اگر مقدار اسید معدهٔ ما بیش از اندازه باشد، تعداد یون‌هایی که به دیواره‌های معده باز می‌گردند هم زیاد می‌شود و سلول‌های بیچارهٔ بیشتری از بین می‌روند، البته دودش در چشم ما هم می‌رود چون درد و التهاب و خونریزی معده می‌ماند برای ما!

- در این شرایط در هر دقیقه حدود نیم‌میلیون سلول نازنین از بین می‌روند ...

این‌جاست که علم شیمی مثل زورو وارد می‌شود و به داد ما می‌رسد. با توجه به درس‌هایی که تا الان یاد گرفتیم احتمالاً شما هم حدس زدید که می‌توانیم با استفاده از ماده‌ای که خاصیت بازی داشته باشد، مقدار اضافی اسید معده را خنثی کنیم. به این ماده‌ها می‌گوییم ضد اسید!

ضد اسیدها داروهایی هستند که برای خنثی‌کردن و کاهش اسید معده تجویز می‌شوند. یکی از رایج‌ترین آن‌ها شیر منیزی است. این ماده شامل منیزیم هیدروکسید بوده و به صورت زیر، با اسید معده واکنش می‌دهد و آن را خنثی می‌کند تا اسید معده کاهش یابد.

$$2HCl(aq) + Mg(OH)_2(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + 2H_2O(l)$$

البته ما کلی ضد اسید دیگر هم داریم که در جدول زیر مادهٔ مؤثر در بعضی از آن‌ها را می‌بینید.

| شماره ضد اسید | ۱ | ۲ | ۳ |
|---|---|---|---|
| مادهٔ مؤثّر | $Al(OH)_3$ , $NaHCO_3$ | $Al(OH)_3$ , $Mg(OH)_2$ | $NaHCO_3$ |

واکنش این ماده‌های مؤثر با اسید معده به صورت زیر است:

$$Al(OH)_3(s) + 3HCl(aq) \rightarrow AlCl_3(aq) + 3H_2O(l)$$

$$NaHCO_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + \underbrace{H_2O(l) + CO_2(g)}$$

*همون $H_2CO_3$ که فوراً به $CO_2$ و $H_2O$ تجزیه می‌شه!*

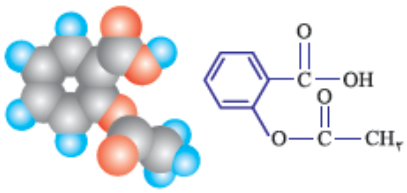
همان‌طور که دیدیم سدیم هیدروژن کربنات $(NaHCO_3)$ یا همان جوش‌شیرین **خاصیت بازی** دارد. به همین دلیل، برای افزایش قدرت پاک‌کنندگی چربی‌ها، به شوینده‌ها جوش‌شیرین اضافه می‌کنند. در واقع جوش‌شیرین که خاصیت بازی دارد، با چربی‌ها واکنش می‌دهد و علاوه بر پاک‌کردن آن‌ها، می‌تواند یک پاک‌کنندهٔ صابونی هم ایجاد کند.

$$NaHCO_3(aq) + RCOOH(s) \rightarrow RCOO^-Na^+(aq) + \underbrace{H_2O(l) + CO_2}$$

$H_2CO_3$ همون

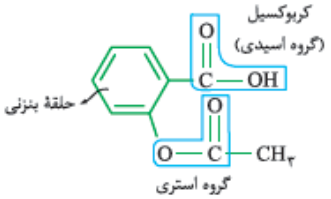
- **به برگشت شیرهٔ معده به مری، رفلاکس معده** می‌گوییم که باعث ایجاد بوی ترش در گلو و دهان می‌شود. البته شاید برایتان جالب باشد که ساده‌ترین روش درمان آن، **افزایش وعده‌های غذایی** و **کاهش حجم هر وعده** است. کم بخور، همیشه بخور!

حال اگر ما در این شرایط غذاها و داروهایی که خاصیت اسیدی دارند بخوریم (مثل لواشک) چه می‌شود؟ بیماری ما تشدید شده و معدهٔ ما به فنا می‌رود!



به همین دلیل کسانی که این بیماری را دارند اولاً باید از این مواد کم‌تر استفاده کنند ثانیاً اگر دارویی که خاصیت اسیدی دارد استفاده می‌کنند باید آن را عوض کنند و از داروی دیگر استفاده کنند.

مثلاً یکی از داروهایی که خاصیت اسیدی دارد، آسپرین است که بیماران قلبی استفاده می‌کنند.




همان‌طور که می‌بینید در ساختار آسپرین با فرمول مولکولی $C_9H_8O_4$، گروه عاملی کربوکسیل (گروه اسیدی)، گروه عاملی استری و یک حلقهٔ بنزن دیده می‌شود.

پس علاوه بر این‌که آسپرین یک ترکیب آروماتیک است، یک اسید آلی نیز محسوب می‌شود.

معمولاً بیماران قلبی برای این‌که مشکلات کم‌تری داشته باشند روزانه یک عدد قرص آسپرین بچه می‌خورند.

**تذکر** یک وقت خیال نکنید که آسپرین بچه را فقط بچه‌ها می‌خورندها! نه‌خیر، در آسپرین بچه مقدار این ماده کم‌تر از آسپرین معمولی است.
همین آسپرین که کلی خوب است و وقتی که درد داریم به دادمان می‌رسد (حتی آسپرین بچه) وقتی می‌رود داخل معده، تبدیل می‌شود به یک اسید دیگر و می‌افتد به جان معده و ترتیبات سوزش معده را فراهم می‌کند، در بعضی موارد هم به خونریزی معده منجر می‌شود.
البته در کل داروها خیلی خوب هستند و درمان می‌کنند ما را. ولی کم و بیش عوارض جانبی هم دارند. باید یک فکری بکنیم که عوارض جانبی داروها کم‌تر بشود.
در هر صورت از ابتدای فصل یاد گرفتیم که شوینده‌ها و پاک‌کننده چه‌قدر خوب هستند و نمی‌گذارند که ما بیمار شویم یعنی از بیماری‌ها **پیشگیری** می‌کنند. حالا هم دیدیم که اگر خدایی‌نکرده بیمار شدیم می‌توانیم با مصرف درست و به موقع داروها، بیماری‌مان را **درمان بکنیم**.
وقتی در یک جامعه خدمات بهداشتی، دارویی و درمانی به طور مطلوب ارائه شود سطح سلامت افراد جامعه هم بالا می‌رود، سطح سلامت آدم‌ها هم که بالا رود بیشتر عمر می‌کنند و شاخص امید به زندگی افزایش می‌یابد. البته عمر که دست خداست ...

**تست** **محلول ضداسیدی شامل مول‌های برابری از آلومینیم هیدروکسید و منیزیم هیدروکسید است. اگر ۱۰ میلی‌لیتر از آن برای خنثی‌کردن ۸۰۰ میلی‌لیتر از اسید معده با pH = ۱/۷ کافی باشد، غلظت منیزیم هیدروکسید در ضداسید برحسب مول بر لیتر برابر است با:**

۱) $۳/۲\times۱۰^{-۳}$ ۲) $۴\times۱۰^{-۳}$ ۳) $۳/۲\times۱۰^{-۱}$ ۴) $۴\times۱۰^{-۱}$

**پاسخ** تعداد مول $Al(OH)_۳$ و $Mg(OH)_۲$ را برابر با x فرض می‌کنیم. در این صورت با توجه به واکنش خنثی‌شدن آن‌ها با HCl، تعداد مول مصرفی HCl برابر خواهد بود با:

$$Al(OH)_۳ + ۳HCl \rightarrow AlCl_۳ + ۳H_۲O \quad , \quad Mg(OH)_۲ + ۲HCl \rightarrow MgCl_۲ + ۲H_۲O$$
$$x \quad ۳x \qquad\qquad x \quad ۲x$$
$$\text{تعداد مول مصرفی HCl} = ۳x + ۲x = ۵x$$

از طرفی با توجه به pH معده و حجم آن می‌توانیم تعداد مول مصرفی HCl را حساب کنیم.

$$pH = ۱/۷ \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۱/۷} = ۱۰^{-۲}\times ۱۰^{۰/۳} = ۲\times ۱۰^{-۲}\ mol.L^{-۱} \xrightarrow[[H^+]=M_a]{\text{در محلول HCl}} M_a = ۲\times ۱۰^{-۲}\ mol.L^{-۱}$$

$$n_{HCl} = M_a V_a = ۲\times ۱۰^{-۲}\ mol.L^{-۱} \times ۰/۸\ L = ۱/۶\times ۱۰^{-۲}\ mol\ HCl$$

حالا با برابر قراردادن ۵x با $۱/۶\times ۱۰^{-۲}$ می‌توانیم x (تعداد مول $Mg(OH)_۲$) را حساب کنیم.

$$۱/۶\times ۱۰^{-۲} = ۵x \Rightarrow x = \frac{۱/۶\times ۱۰^{-۲}}{۵} = ۳/۲\times ۱۰^{-۳}\ mol$$

بنابراین غلظت $Mg(OH)_۲$ در محلول ضداسید برابر است با:

$$M_{Mg(OH)_۲} = \frac{n}{V} = \frac{۳/۲\times ۱۰^{-۳}\ mol}{۰/۰۱\ L} = ۳/۲\times ۱۰^{-۱}\ mol.L^{-۱}$$

**گزینهٔ ۳ درست است.**

*شب دیگه این هم آخرین درس این فصل، حالا برای این‌که این درس رو هم خوب بفهمی برو سؤال‌های ۴۷ تا ۵۷ تشریحی و ۸۹ تا ۱۰۶ تستی رو حل کن. فسته نباشی دلاور، خدا قوت پهلوون!*