به نام خدا



سایت گروه آموزشی آلم

ابتدایی، راهنمایی، دبیرستان، کنکور و دانشگاه

www.g-alm.ir	
www.g-alm.ir/ac	دانشگاه
www.g-alm.ir/forum	انجمن
www.g-alm.ir/azmoon	آزمون های آلم
www.g-alm.ir/shop	فروشگاه
www.film.g-alm.ir	فیلم های آموزشی

بخش ۳

اسیدها و بازها



گل ادریسی در خاک اسیدی به رنگ آبی و در خاک بازی به رنگ صورتی شکوفا می‌شود.

در جهان امروز انسان‌های بسیاری از کمبود آب آشامیدنی، غذا، بهداشت و محیط‌زیست سالم رنج می‌برند. از سوی دیگر مصرف بی‌رویهٔ منابع گوناگون و در پی آن ورود حجم انبوهی از آلاینده‌ها به هوا کره، آب کره و سنگ کره چرخه‌های طبیعی را برهم زده است. به‌طوری که زندگی بر روی این کرهٔ خاکی با چالش‌های بزرگی مانند باران‌های اسیدی، آلودگی منابع آب، فراورده‌های غیرطبیعی و ... مواجه است. آیا این مسائل و چالش‌ها با واژه‌ها و مفاهیم اسید و باز ارتباطی دارند؟ آیا آشنایی و درک ویژگی‌های این ترکیب‌ها و بررسی واکنش میان آنها می‌تواند در حل یا کاهش این مشکلات، جوامع بشری را یاری رساند؟

Sanatisharif.ir

مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
sanatisharif.ir

www.g-alm.ir

هر روز در بخش‌های گوناگون زندگی، مقادیر متفاوتی از انواع مواد شیمیایی مصرف می‌شود که در اغلب آنها، اسیدها و بازها نقش مهمی ایفا می‌کنند (شکل ۱).



الف) کودهای شیمیایی، نمک‌های اسیدی، خنثی یا بازی هستند.



ب) تنظیم میزان اسیدی بودن شوینده‌ها ضروری است.



پ) اغلب داروها، ترکیب‌های شیمیایی با خاصیت اسیدی یا بازی هستند.



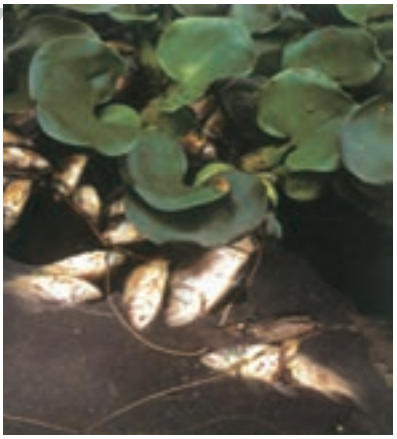
ت) مواد مورد استفاده برای نظافت آشپزخانه حمام و دستشویی شامل اسید یا باز است.



ث) برای کاهش میزان اسیدی بودن خاک به آن آهک می‌افزایند.



ج) اغلب میوه‌ها دارای اسیدند و pH آنها کمتر از ۷ است.



چ) زندگی بسیاری از آبزیان به میزان pH آب وابسته است.



ح) فاضلاب‌های صنعتی شامل یون فلزهای واسطه‌اند. از این‌رو، با ورود به محیط زیست pH محیط را کاهش می‌دهند.

شکل ۱ـ نمونه‌هایی از مواد اسیدی و بازی در زندگی

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
sanatisharif.ir

www.g-alm.ir

همان‌گونه که در شکل ۱ مشاهده کردید، اسیدها و بازها کاربردهای بسیار گسترده‌ای در زندگی دارند و هر بخش از زندگی تحت تأثیر ویژگی‌ها و رفتار این مواد است. بدیهی است که شناخت آنها به ما کمک خواهد کرد تا شرایط زندگی خود را بهبود بخشیم.

نظریه‌های اسید و باز

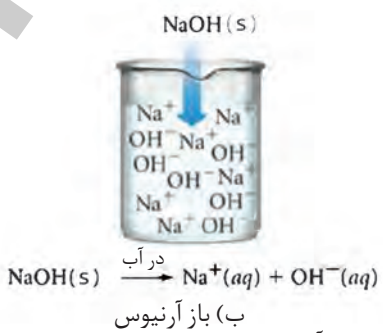
شیمی‌دان‌ها مدت‌ها پیش از آنکه ساختار اسیدها و بازها شناخته شوند، با ویژگی‌های هر کدام و واکنش میان آنها آشنا بودند و مشاهده‌های زیادی را در تاریخ علم تجربی ثبت کرده‌اند. اما توجیه رفتار اسیدها و بازها همچنین مشاهده‌های یادداشت شده، به ارائهٔ یک نظریه نیاز داشت.

چند تن از شیمی‌دان‌ها برای تعریف اسید و باز و توجیه رفتار آنها، تعریف‌ها و ایده‌هایی را مطرح کردند. این ایده‌ها با گذر زمان اصلاح شدند. تا اینکه در اواخر قرن نوزدهم سوانت آرنیوس و سپس توماس لوری به همراه یوهانس برونستد ایده‌های کامل‌تری مطرح کردند که به نظریه‌های اسید و باز معروف شدند.

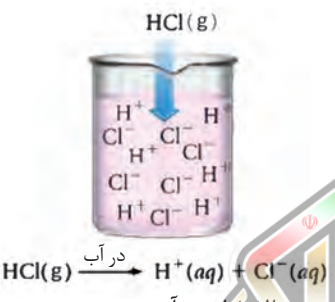
نظریهٔ آرنیوس

سوانت آرنیوس شیمی‌دان سوئدی طی پژوهش‌هایی که در دههٔ ۱۸۹۰ روی رسانایی الکتریکی و برقکافت ترکیب‌های محلول در آب انجام می‌داد، به نظریه‌ای برای اسیدها و بازها دست یافت. او اسید را ماده‌ای تعریف کرد که در آب حل می‌شود و یون هیدروژن ($H^+(aq)$) یا پروتون پدید می‌آورد. از نگاه او گاز هیدروژن کلرید ($HCl(g)$) چنین ماده‌ای است؛ زیرا به هنگام حل شدن در آب، یون‌های هیدروژن ($H^+(aq)$) و کلرید ($Cl^-(aq)$) پدید می‌آورد. محلول آبی حاصل که این یون‌ها را دارد، هیدروکلریک اسید نامیده می‌شود (شکل ۲،الف).

مطابق نظریهٔ آرنیوس باز، ماده‌ای است که به هنگام حل شدن در آب یون هیدروکسید ($OH^-(aq)$) پدید می‌آورد. برای مثال، از دید آرنیوس NaOH یک باز است؛ زیرا براثر حل شدن این ترکیب یونی در آب، یون‌های سازندهٔ آن از هم جدا می‌شود و یون‌های هیدروکسید را در آب آزاد می‌کند (شکل ۲،ب).



ب) باز آرنیوس



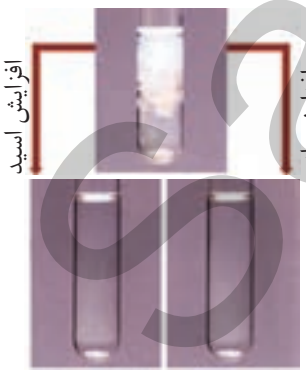
الف) اسید آرنیوس

شکل ۲ـ نمونه‌ای از اسید و باز آرنیوس


سوانت آرنیوس (۱۹۲۷ـ۱۸۵۹)
برندهٔ جایزهٔ نوبل شیمی در سال ۱۹۰۲ آرنیوس معتقد بود که اسیدها و بازها هنگام حل شدن در آب، به‌طور جزئی یا کامل تفکیک می‌شوند و ذره‌های بارداری به نام یون‌ها را پدید می‌آورند. این ایدهٔ آرنیوس، در زمان خود یک ایدهٔ انقلابی بود. به‌طوری‌که اغلب شیمی‌دان‌ها بر این باور بودند که مولکول‌ها نمی‌توانند به یون‌های مثبت و منفی تفکیک شوند. به همین دلیل با دادن کرسی استادی به‌وی مخالفت کردند. اما شیمی‌دان‌های جوان در پژوهش‌های خود به نتایجی دست یافتند که با نظریه آرنیوس همخوانی داشت. این روند ادامه یافت تا اینکه در سال ۱۹۰۲ میلادی، جایزهٔ نوبل شیمی به وی اهدا شد.

آلومینیم اکسید ($Al_2O_3(s)$) در آب انحلال‌پذیر نیست، ولی طی یک واکنش شیمیایی هم در اسیدها و هم در بازها حل می‌شود. به‌چنین موادی که هردو خاصیت اسیدی و بازی را از خود نشان می‌دهند، **آمفوتر** می‌گویند.

مخلوط آب و Al_2O_3



www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir

www.g-alm.ir

یون $H^+(aq)$، پروتون نام دارد. این یون در آب به‌صورت $H_3O^+(aq)$ یافت می‌شود و به یون هیدرونیوم معروف است.

خود را بیازمایید

۱ـ با توجه به واکنش‌های زیر مشخص کنید که هر یک از اکسیدهای N_2O_5، K_2O، BaO و SO_3 اسیدآرنیوس هستند یا باز آرنیوس؟ چرا؟

الف) $N_2O_5(g) + H_2O(l) \rightarrow 2H^+(aq) + 2NO_3^-(aq)$

ب) $SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow 2H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

پ) $K_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2K^+(aq) + 2OH^-(aq)$

ت) $BaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ba^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$

۲ـ هر یک از محلول‌های آبی Li_2O و CO_2 چه خاصیتی دارند؟ توضیح دهید.



توماس لوری
(۱۸۷۴ـ۱۹۳۶)
شیمی‌دان انگلیسی



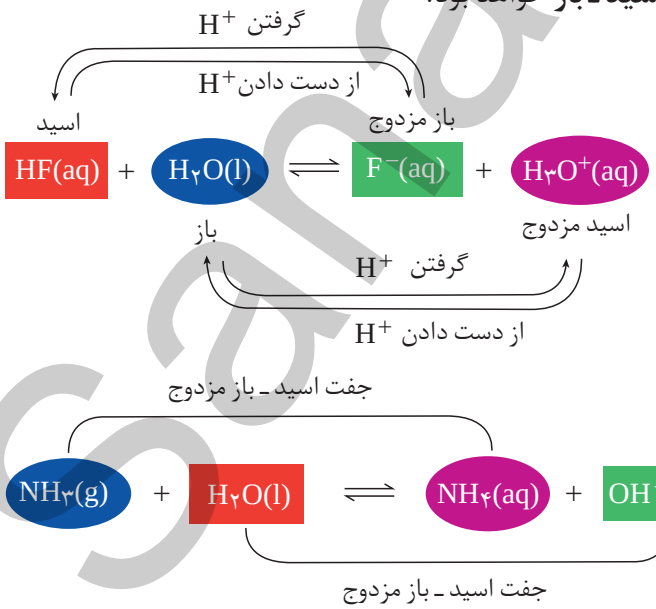
یوهانس برونستد
(۱۸۷۹ـ۱۹۴۷)
شیمی‌دان دانمارکی

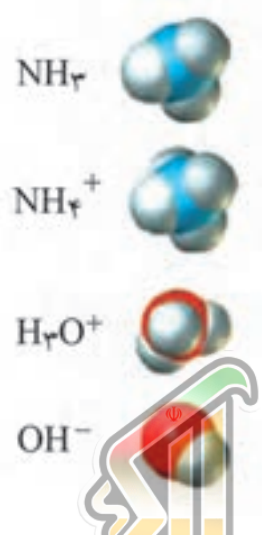
نظریهٔ لوری ـ برونستد

نظریهٔ آرنیوس تنها در حالت محلول، آن هم هنگامی قابل کاربرد است که از آب به‌عنوان حلّال استفاده شود. درواقع تعریف آرنیوس برای اسیدها و بازها به موادی محدود می‌شود که در اثر حل شدن در آب به ترتیب یون هیدرونیوم و یون هیدروکسید پدید می‌آورند.

در سال ۱۹۲۳ یوهانس برونستد و توماس لوری به‌طور مستقل تعریف تازه و فراگیرتری از اسید و باز ارائه کردند. برطبق نظریهٔ آنها اسید، ماده‌ای است که بتواند یک یون هیدروژن یا پروتون به مادهٔ دیگری بدهد، در حالی که باز ماده‌ای است که می‌تواند یون هیدروژن یا پروتون را از مادهٔ دیگری بپذیرد. به عبارت دیگر **اسید لوری ـ برونستد دهندهٔ پروتون** و **باز لوری ـ برونستد، پذیرندهٔ پروتون** است.

مطابق این تعریف هر واکنشی که شامل انتقال پروتون (H^+) از یک ماده به مادهٔ دیگری باشد، یک **واکنش اسید ـ باز** خواهد بود.





www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
sanatisharif.ir
Sanatisharif.ir

www.g-alm.ir

همان‌گونه که می‌بینید در این واکنش‌ها، اسید با از دست دادن پروتون به یک باز مزدوج تبدیل می‌شود که به آن دو، جفتِ **اسید ـ باز مزدوج** می‌گویند.



واکنش گاز آمونیاک با گاز هیدروژن کلرید؛ این واکنش به تولید جامد یونی و سفیدرنگ آمونیوم کلرید می‌انجامد.

خود را بیازمایید

۱ـ در هر یک از واکنش‌های زیر، اسید، باز، اسیدمزدوج و بازمزدوج را مشخص کنید.

الف) $HNO_3(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq)$

ب) $CN^-(aq) + HSO_4^-(aq) \rightarrow HCN(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

پ) $NH_3(g) + HCl(g) \rightarrow NH_4Cl(s)$

۲ـ جدول زیر را کامل کنید.

اسید	بازمزدوج	باز	اسیدمزدوج
CH_3COOH	.....	CN^-	.....
H_2O	.....	H_2O	.....
H_2SO_4	.....	ClO^-	.....

یون اکسید در آب به سرعت به یون‌های هیدروکسید تبدیل می‌شود.

$O^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightarrow 2OH^-(aq)$

در این واکنش اسید و باز لوری ـ برونستد را مشخص کنید.

فکر کنید

معادلهٔ یونش جزئی آب را درنظر بگیرید:

$$2H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

یا

$$H_2O(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

الف) به این واکنش **خود ـ یونش** آب گفته می‌شود. آیا می‌توان این واکنش را مثالی از واکنش‌های اسید ـ باز دانست؟ چرا؟

ب) این واکنش کدام‌یک از نتیجه‌گیری‌های زیر را تأیید می‌کند؟ پاسخ خود را شرح دهید.

* آب همواره اسید لوری ـ برونستد است.
* آب همواره باز لوری ـ برونستد است.
* آب هم اسید و هم باز است. در واقع آب ماده‌ای **آمفوتر** است.
* آب نه اسید و نه باز است.

SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir

www.g-alm.ir

بیشتر بدانید

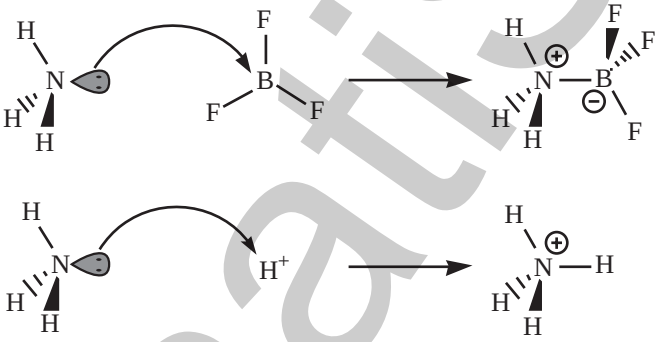
گیلبرت نیوتون لوویس شیمی‌دان مشهور آمریکایی درسال ۱۹۲۲ مدل دیگری از اسید و باز ارائه داد. او دلیل ارائهٔ نظریهٔ خود را ناتوانی نظریهٔ لوری ـ برونستد در توجیه واکنش‌هایی مانند واکنش زیر بیان کرد.

$$NH_3(g) + BF_3(g) \longrightarrow H_3NBF_3(s)$$

همان‌گونه که مشاهده می‌شود این واکنش با انتقال پروتون همراه نیست. از این‌رو، نمی‌توان وقوع آن را بر مبنای مدل لوری ـ برونستد توجیه کرد. لوویس در نظریهٔ خود نگاه را از پروتون به جفت الکترون‌های ناپیوندی معطوف کرد. بر طبق تعریف، **بازلوویس** مولکول یا یونی است که دست‌کم یک جفت الکترون ناپیوندی دارد و می‌تواند آن را برای ایجاد یک پیوند داتیو در اختیار مولکول یا یون دیگری قرار دهد. این مولکول یا یون که باید دست‌کم یک اوربیتال خالی داشته باشد **اسید لوویس** نامیده می‌شود. درواقع بازلوویس، دهندهٔ جفت الکترون ناپیوندی و اسید لوویس، پذیرندهٔ جفت الکترون ناپیوندی است. با این وصف در واکنش بالا گاز آمونیاک (NH_3)، بازلوویس و گاز بورتری فلوئورید (BF_3)، اسید لوویس خواهد بود.

نظریهٔ ارائه شده توسط لوویس بسیار فراگیرتر از دو نظریه آرنیوس و لوری ـ برونستد است و مشاهده‌های بیشتری را دربر می‌گیرد.

بر طبق تعریف لوویس تنها پروتون اسید نیست، بلکه گونه‌های بسیاری مانند BF_3، SO_3 و $AlCl_3$ نیز یافت می‌شوند که اسیدند.



لوویس با ارائهٔ این نظریه که بر مبنای مبادلهٔ جفت الکترون‌های ناپیوندی پایه‌ریزی شده است سهم چشمگیری در پیشرفت یکی از زیر شاخه‌های دانش شیمی داشت که شیمی کوئوردیناسیون نامیده می‌شود.



گیلبرت نیوتون لوویس
(۱۸۷۵ـ۱۹۴۶)

اسیدهای قوی و ضعیف

در شیمی ۳ آموختید که اغلب فلزها با محلول اسیدها واکنش می‌دهند و گاز هیدروژن آزاد می‌کنند. سرعت این واکنش‌ها به غلظت یون‌های هیدرونیوم موجود در محلول بستگی دارد. هرچه غلظت یون هیدرونیوم بیشتر باشد، سرعت واکنش نیز بیشتر خواهد بود. برای

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
sanatisharif.ir
SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir

نمونه، هرگاه دو قطعهٔ یکسان از نوار منیزیم را در حجم‌های مساوی از محلول ۰/۱ مولار استیک اسید و هیدروکلریک اسید بیندازیم، در دمای اتاق ضمن انجام واکنش گاز هیدروژن آزاد می‌شود. به نظر شما سرعت این دو واکنش یکسان است؟

شکل ۳ واکنش منیزیم با محلول این دو اسید را نشان می‌دهد. به نظر شما غلظت یون هیدرونیوم در کدام محلول بیشتر است؟ چرا؟

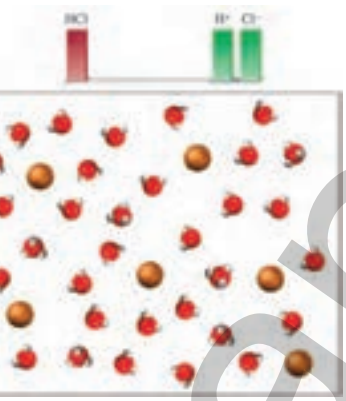
هنگامی که یک اسید لوری ـ برونستد در آب حل می‌شود، مولکول‌های قطبی آب، پیوند قطبی میان اتم هیدروژن و اتم الکترونگاتیوی که هیدروژن به آن متصل شده است را می‌شکنند. به این ترتیب، با جدا شدن یک پروتون از اسید و انتقال آن به یک مولکول آب، یون هیدرونیوم تولید می‌شود. اما میزان یون‌های هیدرونیوم در محلول یک اسید به میزان یونش آن بستگی دارد. به‌طوری که هرچه میزان یونش، بیشتر باشد، غلظت یون‌های هیدرونیوم تولید شده بیشتر خواهد بود. تجربه نشان می‌دهد، گاز هیدروژن کلرید هنگام حل شدن در آب تقریباً به‌طور کامل به یون‌های هیدرونیوم و کلرید یونیده می‌شود (شکل ۴).





شکل ۳ـ واکنش نوار منیزیم با اسید قوی و اسید ضعیف در دما و غلظت یکسان.

به فرایندی که در آن یک ترکیب مولکولی به یون‌های با بار مخالف تبدیل می‌شود، **یونش** می‌گویند.



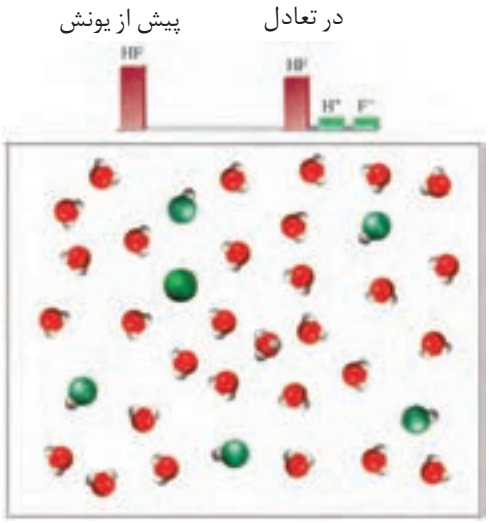
شکل ۴ـ همهٔ مولکول‌های هیدروژن کلرید در آب یونیده می‌شوند.

نمایی ذره‌ای از محلول هیدروکلریک اسید

اسیدها را بر مبنای میزان یونشی که به هنگام حل شدن در آب دارند، دسته‌بندی می‌کنند. اسیدهای قوی اسیدهایی هستند که بر اثر حل شدن در آب تقریباً به‌طور کامل یونش می‌یابند، درحالی که اسیدهای ضعیف در آب به‌طور جزئی یونیده می‌شوند و همواره اندک یون‌های حاصل از یونشِ آنها با مولکول‌های یونیده نشده، در تعادل‌اند. برای مثال، در محلول $۱/۰\,mol.L^{-۱}$ هیدروفلوئوریک اسید (HF) از هر ۱۰۰۰ مولکول ۲۴ مولکول آن یونیده می‌شود. درواقع ۹۷۶ مولکول به‌صورت یونیده نشده در آب باقی می‌ماند (شکل ۵).

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir



شکل ۵ـ جزئی از مولکول‌های هیدروژن فلوئورید در آب یونیده می‌شوند.

$$\text{درجهٔ یونش} = \frac{\text{شمار مولکول‌های یونیده شده}}{\text{شمار کل مولکول‌های حل شده}}$$

اگر نسبت تعداد مولکول‌های یونیده شده به تعداد کل مولکول‌های حل‌شده را *درجهٔ یونش* بنامیم، این نسبت برای این محلول در شرایط معین همواره ثابت خواهد بود. درجهٔ یونش را با نماد α (آلفا) نشان می‌دهند و اغلب به‌صورت درصد گزارش می‌کنند. درصد یونش (α٪) برای محلول $۱/۰\,mol.L^{-۱}$ هیدروفلوئوریک اسید ۲/۴ درصد است. این موضوع نشان می‌دهد که واکنش یونش مولکول‌های هیدروفلوئوریک اسید و واکنش ترکیب شدن یون فلوئورید با یون هیدرونیوم هم‌زمان و با سرعت یکسانی انجام می‌شود.

$$\underset{\text{اسید}}{HF(aq)} + \underset{\text{باز}}{H_۲O(l)} \rightleftharpoons \underset{\text{اسیدمزدوج}}{H_۳O^+(aq)} + \underset{\text{باز مزدوج}}{F^-(aq)}$$

برای این واکنش تعادلی می‌توان نوشت:

$$K_a = \frac{[H_۳O^+][F^-]}{[HF]}$$

K_a ثابت تعادل واکنش یاد شده است و ثابت یونش هیدروفلوئوریک اسید گفته می‌شود. مقدار K_a برای HF در $۲۵^\circ C$ برابر با $۵/۹ \times ۱۰^{-۴}\,mol.L^{-۱}$ است.

در دما و غلظت یکسان، هرچه ثابت یونش اسیدی بزرگ‌تر باشد آن اسید قوی‌تر است. در جدول ۱ ثابت یونش برخی اسیدها آمده است.

Sanatisharif.ir

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی sanatisharif.ir

www.g-alm.ir

ثابت یونش برخی اسیدها در $25^\circ C$

نام اسید	فرمول شیمیایی	ثابت یونش (K_a)	فرمول شیمیایی باز مزدوج	نام باز مزدوج
هیدرویدیک اسید	HI	بسیار بزرگ	I^-	یون یدید
هیدرو برمیک اسید	HBr	بسیار بزرگ	Br^-	یون برمید
هیدروکلریک اسید	HCl	بسیار بزرگ	Cl^-	یون کلرید
سولفوریک اسید	H_2SO_4	بسیار بزرگ	HSO_4^-	یون هیدروژن سولفات
نیتریک اسید	HNO_3	بزرگ	NO_3^-	یون نیترات
یون هیدروژن سولفات	HSO_4^-	$1/2 \times 10^{-2}$	SO_4^{2-}	یون سولفات
نیترو اسید	HNO_2	$4/5 \times 10^{-4}$	NO_2^-	یون نیتریت
هیپوکلرواسید	$HOCl$	$3/7 \times 10^{-8}$	ClO^-	یون هیپوکلریت
هیپوبرمواسید	$HOBr$	$2/0 \times 10^{-9}$	BrO^-	یون هیپوبرمیت
هیدروسیانیک اسید	HCN	$4/9 \times 10^{-10}$	CN^-	یون سیانید

خود را بیازمایید

در هر مورد کدام اسید قوی‌تر است؟

الف) هیدروفلوئوریک اسید (HF) یا هیدروسیانیک اسید (HCN)

ب) هیپوبرمو اسید (HOBr) یا هیپوکلرو اسید (HOCl)

اسیدهای چند پروتون‌دار

به اسیدی مانند هیدروفلوئوریک اسید که قادر است پس از حل شدن در آب تنها یک پروتون به مولکول آب بدهد، اسید تک‌پروتون‌دار می‌گویند. این درحالی است که برخی اسیدها مانند سولفوریک اسید و فسفریک اسید به‌ترتیب می‌توانند دو و سه پروتون به آب بدهند. در اینگونه اسیدها از دست دادن هر پروتون طی یک مرحلهٔ تعادلی انجام می‌شود. برای مثال، فسفریک اسید طی سه مرحلهٔ زیر یونیده می‌شود.

$$H_3PO_4(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + H_2PO_4^-(aq) \qquad K_a = 6/9 \times 10^{-3}$$

$$H_2PO_4^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + HPO_4^{2-}(aq) \qquad K_a = 6/2 \times 10^{-8}$$

$$HPO_4^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + PO_4^{3-}(aq) \qquad K_a = 4/8 \times 10^{-13}$$

فسفریک اسید (H_3PO_4) از جمله پرمصرف‌ترین مواد شیمیایی در صنعت است. این اسید به عنوان مادهٔ افزودنی در نوشابه‌های گازدار کاربرد دارد و در تولید کودهای شیمیایی، پاک کننده‌های صابونی و غیرصابونی، تصفیهٔ آب، خوراک دام و داروسازی به‌کار می‌رود.

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir

سولفوروواسید (H_2SO_3) و کربنیک اسید (H_2CO_3) اسیدهای دو پروتون‌دار نام آشنایی هستند که بیشتر به واسطهٔ نمک‌هایشان شهرت یافته‌اند. این دو اسید ناپایدارند و تاکنون به‌صورت خالص جدا نشده‌اند. از این‌رو، به‌جای این فرمول‌های شیمیایی بهتر است آنها را به‌ترتیب با نمادهای $SO_2(aq)$ و $CO_2(aq)$ نمایش داد.

فکر کنید

با توجه به معادله‌های یونش فسفریک اسید و مقادیر K_a به پرسش‌های زیر پاسخ دهید:

۱ـ کدام باز مزدوج حاصل از یونش، آمفوتر است؟ چرا؟

۲ـ جدا شدن چندمین پروتون از همه دشوارتر است؟ چرا؟

۳ـ انتظار می‌رود که در محلول $1\,mol.L^{-1}$ این اسید غلظت کدام باز مزدوج از همه بیشتر باشد؟

ثابت یونش آب

همان‌گونه که می‌دانید، حتی در خالص‌ترین نمونهٔ آب، مقادیر بسیار کمی یون‌های $H_3O^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ وجود دارد که حاصل خود ـ یونش مولکول‌های آب هستند.

$$H_2O(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

باز — اسید — اسید مزدوج — باز مزدوج

ثابت تعادل این واکنش به‌صورت زیر نوشته می‌شود.

$$K_W = [H_3O^+][OH^-]$$

در این معادله K_W، **ثابت یونش** آب است. مقدار K_W به دما بستگی دارد و در دمای معین، مقدار ثابتی است. به‌طوری که در دمای اتاق مقدار K_W برابر با $1/0\times10^{-14}\ mol^2.L^{-2}$ است. درواقع هرگونه تغییری در غلظت یون $H_3O^+(aq)$ یا $OH^-(aq)$ تأثیری بر مقدار K_W ندارد. به عبارت دیگر K_W مقدار ثابتی است که غلظت این دو یون را به هم مرتبط می کند.

$$K_W = [H_3O^+][OH^-] \Rightarrow [H_3O^+] = K_W\left(\frac{1}{[OH^-]}\right)$$

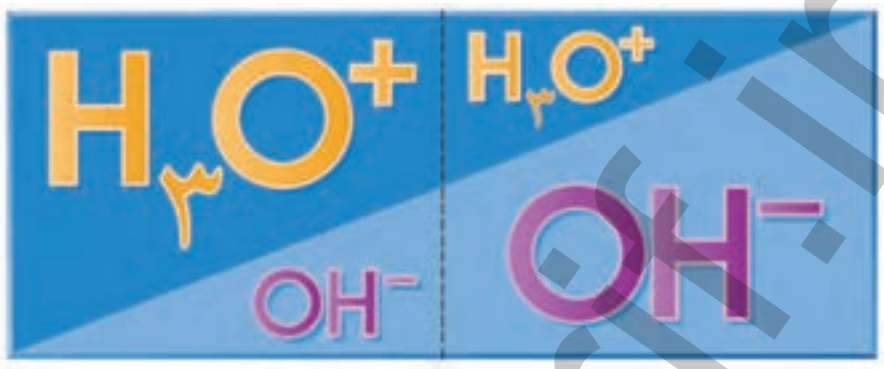
این رابطه نشان می‌دهد که در دمای ثابت هرچه غلظت یون $H_3O^+(aq)$ در یک محلول آبی افزایش یابد، غلظت یون $OH^-(aq)$ باید کاهش بیابد. در محلول‌های آبی و در دمای معین به شرط داشتن غلظتِ یکی از این دو یون، می‌توان غلظت یون دیگر را از رابطهٔ یاد شده به‌دست آورد (شکل ۶).

برای آب خالص در دمای اتاق، غلظت یون‌های $H_3O^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ با هم مساوی و برابر با $1/0\times10^{-7}\ mol.L^{-1}$ است. چرا؟

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
sanatisharif.ir
Sanatisharif.ir

www.g-alm.ir

$[H_3O^+] = 10^{-14}$ $[H_3O^+] = 10^{-7}$ $[H_3O^+] = 10^{0}$



شکل ۶ـ غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید در محلول‌های آبی (۲۵°C)

نمونهٔ حل شده

غلظت یون هیدرونیوم در یک نمونه آب در ۲۵° C برابر $2/5 \times 10^{-8} mol.L^{-1}$ است. غلظت یون $OH^-(aq)$ را در این نمونه آب محاسبه کنید. K_W در این دما $1/0 \times 10^{-14} mol^2.L^{-2}$ است.

پاسخ

برای محاسبه، عبارت ثابت یونش آب را به کار می‌بریم.

$$K_W=[H_3O^+].[OH^-]$$

مقادیر عددی K_W و $[H_3O^+]$ را در این عبارت قرار می‌دهیم.

$$1/0 \times 10^{-14} mol^2.L^{-2} = 2/5 \times 10^{-8}\ mol.L^{-1} \times [OH^-]$$

بنابراین، غلظت یون $OH^-(aq)$ در این نمونه آب برابر است با:

$$[OH^-] = 4/0 \times 10^{-7}\ mol.L^{-1}$$

خود را بیازمایید

۱ـ غلظت یون $OH^-(aq)$ در یک محلول آبی در ۲۵°C برابر $4/0 \times 10^{-4}\ mol.L^{-1}$ است. غلظت یون $H_3O^+(aq)$ را در این محلول حساب کنید.

۲ـ از بررسی داده‌های نمودار صفحهٔ بعد چه نتایجی به‌دست می‌آورید؟ توضیح دهید.

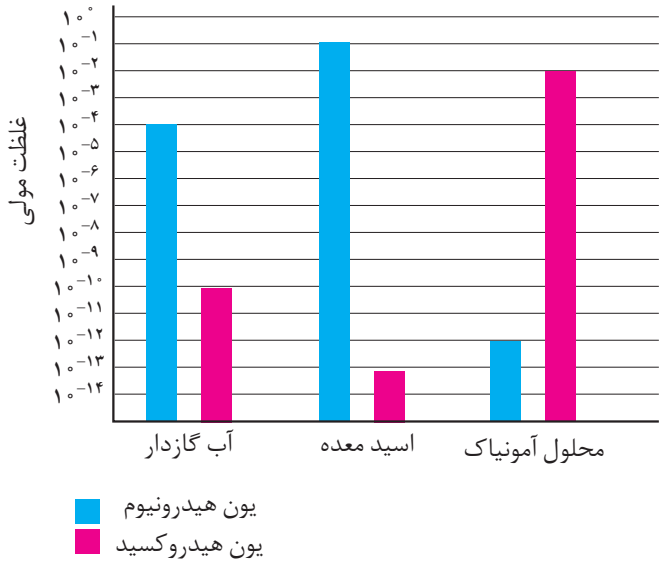
SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir/forum www.film.g-alm.ir

www.g-alm.ir



سورِن پیتر لاریتس سورِن سِن
(۱۸۶۸ـ۱۹۳۹)
زیست شیمی دان دانمارکی



غلظت یون هیدروژن و مقیاس pH

در اواخر سدهٔ نوزدهم برخی از صاحبان صنایع شیمیایی جهت بهینه‌سازی شرایط تخمیر در کارخانه‌های خود به شدت به دانستن مقدار و شیوهٔ کنترل میزان اسیدی بودن محیط فعالیت مخمرها، نیازمند شدند؛ زیرا به علت تغییر غلظت یون هیدرونیوم $[H_3O^+]$ در طول فرایند تخمیر میزان اسیدی بودن این محیط پیوسته تغییر می کرد. سورِن سورِن سِن درسال ۱۹۰۹ در تلاش برای حل این مشکل، معیاری برای اندازه‌گیری میزان اسیدی بودن محلول‌ها یافت. این معیار میزان اسیدی بودن یک محلول را با یک عدد ساده بیان می کند. پی‌اچ (pH) نامی بود که سورِن سِن بر این مقیاس نهاد.

در این مقیاس، به‌جای گزارش غلظت یون هیدرونیوم، $[H_3O^+]$، که عددهایی کوچک در گستره‌ای از $1\,mol.L^{-1}$ تا $1\times10^{-14}\,mol.L^{-1}$ را دربر می‌گیرد، از منفی لگاریتم این غلظت استفاده می‌شود.

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

یا

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

مقیاس pH در دمای اتاق گستره‌ای از صفر تا حداکثر ۱۴ را در بر می‌گیرد (شکل ۷).
pH آب خالص و محلول‌های خنثی ۷ است، درحالی که pH محلول‌های اسیدی کمتر از ۷ و pH محلول‌های بازی بیشتر از ۷ است. به این ترتیب، با اندازه‌گیری pH، میزان اسیدی بودن و به‌عبارت درست‌تر غلظت یون $H_3O^+(aq)$ در یک محلول آبی مشخص می‌شود.

p در ابتدای نماد pH کوتاه شدهٔ واژهٔ آلمانی potenz به معنای توان است.

برای هر عدد مثبت (n) لگاریتم معمولی ($\log_{10}n$) توانی است که باید عدد پایه (در اینجا عدد ۱۰) به آن توان برسد تا n به‌دست بیاید. برای مثال، $\log_{10}^{2} = 0/3$ است، یعنی $10^{0/3}=2$.

مزیت بزرگ لگاریتم آن است که به کمک آن می‌توان عددهای بسیار کوچک یا بسیار بزرگ که درک و به‌کارگیری آنها دشوار است را به عددهایی قابل فهم تبدیل کرد. برای نمونه، به مثال زیر توجه کنید.
ثابت آووگادرو = $6/022\times10^{23}\ mol^{-1}$
$\log10$ (عدد آووگادرو) = $\log(6/022\times10^{23})$ = ۲۳/۷۸
توجه داشته باشید که این عدد یکایی ندارد.

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
sanatisharif.ir
SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir

خود را بیازمایید

۱ـ در نمونه‌ای از عصارهٔ گوجه فرنگی، غلظت یون هیدرونیوم برابر با $10^{-4}\ mol.L^{-1}$ است. pH این نمونه را حساب کنید.





۲ـ pH نمونه‌ای از یک شیر ترش شده برابر با ۲/۷ است. غلظت یون هیدرونیوم را در این نمونه به‌دست آورید.



شکل ۷ـ مقیاس pH و رابطهٔ آن با غلظت یون هیدرونیوم

بیشتر بدانید

یک انسان بالغ روزانه بین ۲ تا ۳ لیتر شیرهٔ معده تولید می‌کند. شیرهٔ معده، یک مایع گوارشی اسیدی و رقیق است که به‌وسیلهٔ غده‌های موجود در دیوارهٔداخلی معده ترشح می‌شود. از جمله موادی که در این شیره وجود دارد، هیدروکلریک اسید است. pH شیرهٔ معده به‌دلیل وجود این اسید در حدود ۱/۵بوده گویی غلظت HCl در آن $0/03\ mol.L^{-1}$ است. اسیدی با این غلظت می‌تواند فلز روی را در خود حل کند! علت وجود محیطی با این قدرت اسیدی چیست؟ یون‌های $H^+(aq)$ این محیط از کجا تأمین می‌شود؟ اگر مقدار یون‌های $H^+(aq)$ بیش از اندازه باشد، چه روی می‌دهد؟

دیوارهٔ داخلی معده از بافت نفوذ ناپذیری تشکیل شده است که سلول‌های سازندهٔ آن غشایی تراوا دارند. این غشا اجازه می‌دهد که آب و مولکول‌های خنثی به سلول وارد یا از آن خارج شوند. اما این غشا معمولاً از تبادل یون‌های آب پوشیدهٔ H^+، Na^+، K^+ و Cl^- جلوگیری می‌کند.

یکی از فراورده‌های پایانی سوخت‌وساز در بدن، گاز CO_2 است. بر اثر آبپوشی گاز CO_2،

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
Sanatisharif.ir

کربنیک‌اسید (H_2CO_3) که یک اسید دو پروتون‌دار است تشکیل می‌شود. از یونش این اسید یون $H^+(aq)$ به‌وجود می‌آید.

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

$$H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_3^-(aq)$$

این واکنش‌ها در پلاسمای خون روی می‌دهد. با عبور خون از کنار سلول‌های یاد شده یون‌های $H^+(aq)$ طی فرایندی به‌نام انتقال فعال از میان غشای این سلول‌ها عبور کرده، وارد معده می‌شود. آنزیم‌ها این فرایند را تسریع می‌کنند. برای حفظ توازن الکتریکی، به همان تعداد یون $Cl^-(aq)$ نیز از پلاسمای خون وارد معده می‌شود. پس از ورود این یون‌ها به معده، غشای سلول‌ها از بازگشت دوبارهٔ آنها به پلاسما جلوگیری می‌کند.

وجود محیط اسیدی قوی در معده برای هضم غذا و فعال کردن برخی آنزیم‌های گوارشی لازم است. خوردن غذا موجب ترشح یون $H^+(aq)$ به درون معده می‌شود. دیوارهٔداخلی معده به‌طور طبیعی مقدار کمی از این یون‌ها را دوباره جذب می‌کند. این جذب دوباره به نابودی سلول‌های سازندهٔ دیوارهٔ معده می‌انجامد. در این شرایط در هر دقیقه، حدود نیم میلیون سلول از بین می‌رود. به این علت دیوارهٔداخلی معده‌ای که از سلامتی کامل برخوردار است، هر سه روز یک‌بار به‌طور کامل عوض می‌شود. اگر مقدار اسید معده بیش از اندازه باشد، تعداد یون‌های $H^+(aq)$ جذب شده افزایش می‌یابد. درنتیجه، ناراحتی‌هایی مانند درد، ورم، التهاب، خون‌ریزی و گرفتگی ماهیچهٔ معده بروز می‌کند.

یکی از راه‌های کاهش غلظت یون $H^+(aq)$ در معده، مصرف یک ضداسید است. نقش اصلی ضداسیدها خنثی‌کردن HCl اضافی موجود در شیرهٔ معده است. شیر منیزی یکی از متداول‌ترین ضد اسیدهاست و منیزیم هیدروکسید جزء اصلی سازندهٔ آن است؛ اما موادی مانند منیزیم کربنات، آلومینیم هیدروکسید، کلسیم کربنات و سدیم هیدروژن کربنات نیز برای تهیهٔ ضد اسیدها به‌کار می‌روند.

برخی از واکنش‌هایی که ضد اسیدها طی آن اسید معده را خنثی می‌کنند، عبارت است از:

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

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

گاز CO_2 تولید شده در واکنش‌های بالا، فشار گاز معده را افزایش می‌دهد و شخص را وادار به بادگلو می‌کند.

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی sanatisharif.ir
SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir

روش‌های اندازه‌گیری pH

pH سنج‌های دیجیتالی

روش بسیار دقیقی برای اندازه‌گیری غلظت یون هیدرونیوم موجود در یک محلول وجود دارد که به کمک pH سنج‌های دیجیتال انجام می‌گیرد. این pHسنج‌ها با تقویت ولتاژ کوچکی که با وارد کردن الکترود دستگاه درون محلول ایجاد می‌شود و نمایش نتیجه روی صفحهٔ نمایشگر، مقدار pH آن محلول را مشخص می‌کنند (شکل ۸).



شکل ۸ـ یک pHسنج دیجیتال. محلول درون بشر اسیدی یا قلیایی است؟

شناساگرها

دسته‌ای از ترکیب‌های رنگی محلول در آب هستند که می‌توانند در pHهای مختلف رنگ‌های گوناگونی داشته باشند. با کمک محلول این مواد رنگی که **شناساگرهای اسید ـ باز** نامیده شده‌اند، می‌توان pH تقریبی یک محلول را اندازه گرفت یا تغییرات pH در آن را آشکار کرد (شکل‌های ۹ و ۱۰).



شکل ۱۰ـ نوار کاغذی سیر شده با متیل سرخ. این شناساگر در محیط های اسیدی به رنگ سرخ و در محلول‌های بازی به رنگ زرد درمی‌آید.



شکل ۹ـ آب کلم سرخ به عنوان یک شناساگر اسید ـ باز عمل می‌کند. محلول‌های نشان داده شده از چپ به راست pHهای ۱، ۴، ۷، ۱۰ و ۱۳ دارند.

متیل‌سرخ و فنول‌فتالئین از جمله مهم‌ترین شناساگرهای اسید ـ باز هستند (شکل ۱۱).



شکل ۱۱ـ تغییر رنگ شناساگرها در محلول اسیدی و بازی. الف) متیل سرخ در محلول اسیدی، ب) متیل سرخ در محلول بازی، پ) فنول فتالئین در محلول بازی

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
Sanatisharif.ir

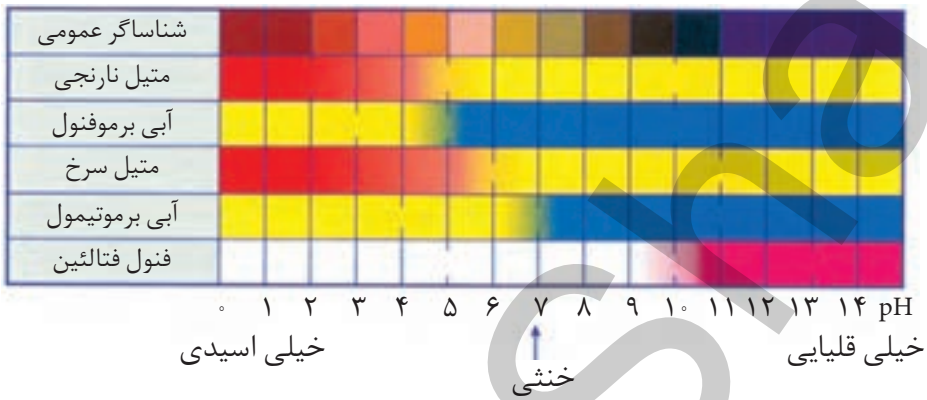
www.g-alm.ir

بیشتر بدانید

شناساگرها خود اسیدها یا بازهای ضعیفی هستند که بین شکل‌های یونی و مولکولی آنها یک تعادل برقرار است. رنگ شکل مولکولی، با رنگ شکل یونی آنها تفاوت دارد، بنابراین با افزایش اسید یا باز و درواقع تغییر pH، تعادل یادشده جابه‌جا می‌شود و یکی از دو شکل (مولکولی یا یونی) بر دیگری برتری می‌یابد. برای مثال، در معادلهٔ زیر تعادل میان این دو شکل را در فنول‌فتالئین (Hph) می‌بینید.

$$\underset{\text{شکل مولکولی (بی‌رنگ)}}{Hph} + \underset{\text{باز}}{B^-} \rightleftharpoons \underset{\text{شکل یونی (ارغوانی)}}{ph^-} + \underset{\text{اسید مزدوج}}{BH}$$

با توجه به این تعادل، فنول‌فتالئین در محیط بازی چه رنگی خواهد بود؟چرا؟



تغییر رنگ شناساگرها در محلول اسیدی و بازی

محاسبهٔ pH محلول اسیدهای قوی

برای محاسبهٔ pH یک محلول اسیدی قوی کافی است که غلظت یون $H_3O^+(aq)$ را از غلظت اسید محاسبه کرد و در معادلهٔ pH قرار داد.

نمونهٔ حل شده

pH محلول $۴/۰ \times ۱۰^{-۳}\ mol.L^{-۱}$ هیدروکلریک اسید را به‌دست آورید.

پاسخ

چون هیدروکلریک اسید، یک اسید قوی است. بنابراین، مطابق معادلهٔ زیر به‌طور کامل یونیده می‌شود.

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

همان‌طوری که دیده می‌شود، به ازای هر مول $HCl(aq)$، یک مول H_3O^+ در محلول تولید می‌شود. بنابراین، $[H_3O^+]$ با غلظت آغازی اسید برابر است:

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی sanatisharif.ir
Sanatisharif.ir

www.g-alm.ir

$[H_3O^+] \simeq [HCl]_{\text{آغازی}}$

$[H_3O^+] = ۴/۰ \times ۱۰^{-۳}\ mol.L^{-۱}$

با قراردادن این مقدار در معادلهٔ pH خواهیم داشت:

$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(۴/۰ \times ۱۰^{-۳})$

$pH = ۲/۴$

محاسبهٔ pH محلول اسیدهای ضعیف

همان‌طوری که گفته شد هیدروفلوئوریک اسید، یک اسید ضعیف است و به محض حل‌شدن در آب به حالت تعادل می‌رسد. تعادلی که میان مولکول‌های یونیده‌نشدهٔ HF(aq) با یون‌های $F^-(aq)$ و $H_3O^+(aq)$ برقرار می‌شود. در این تعادل غلظت یون $H_3O^+(aq)$ بسیار اندک است. غلظت این یون را می‌توان به کمک درصد یونش و از روی غلظت اسید به‌دست آورد.

نمونهٔ حل شده

pH محلول $۱/۰\ mol.L^{-۱}$ هیدروفلوئوریک‌اسید را به‌دست آورید. درصد یونش این اسید در این محلول ۲/۴ درصد است.

پاسخ

با حل‌شدن هیدروفلوئوریک‌اسید در آب تعادل زیر به‌سرعت برقرار می‌شود:

$$HF(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + F^-(aq)$$

غلظت HF(aq) پیش از برقراری تعادل $۱/۰\ mol.L^{-۱}$ بوده است؛ اما پس از برقراری تعادل، از تعداد مولکول‌های یونیده نشده و در نتیجه غلظت آنها کاسته می‌شود. این کاهش به کمک درصد یونش و به‌صورت زیر تعیین می‌شود.

$[H_3O^+] = [HF] \times \alpha$

$$\overbrace{=۱/۰\ mol.L^{-۱}HF}^{\text{غلظت اسید}} \times \frac{\overbrace{۲/۴\ mol\ H_3O^+ \text{یا } F^-}^{\text{درصد یونش}}}{۱۰۰\ mol\ HF}$$

$= ۲/۴ \times ۱۰^{-۲}\ mol.L^{-۱} = [H_3O^+]$

با قراردادن این مقدار در معادلهٔ pH خواهیم داشت:

$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(۲/۴ \times ۱۰^{-۲})$

$pH = ۱/۶$

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir

خود را بیازمایید

pH هر یک از محلول‌های زیر را حساب کنید.

الف) محلول $۸/۰ \times ۱۰^{-۲}\ mol.L^{-۱}$ هیدروکلریک اسید.

ب) محلول $۸/۰ \times ۱۰^{-۲}\ mol.L^{-۱}$ هیدروسیانیک اسید با درصد یونش برابر با ۰/۰۲ درصد.

فکر کنید

آزمایش نشان می‌دهد که خود ـ یونش آب فرایندی گرماگیر است از این‌رو با تغییر دما، مقدار K_w تغییر می‌کند.

الف) مقدار K_w برای آب خالص در حال جوش به کدام یک نزدیک‌تر است؟ چرا؟

$۱۰^{-۱۴}$ ☐ $۱۰^{-۱۳}$ ☐ $۱۰^{-۱۵}$ ☐

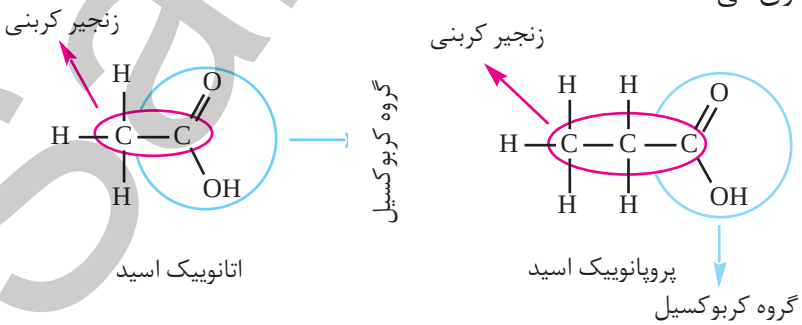
ب) غلظت یون هیدرونیوم در آب خالص در دمای $۱۰۰^{\circ}C$ بیشتر از دمای $۲۵^{\circ}C$ است. با این وجود، آب جوش همچنان خنثی است. چرا؟ توضیح دهید.

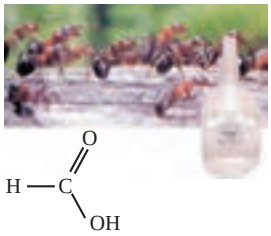
همچون دانشمندان

کربوکسیلیک اسیدها دسته‌ای از ترکیب‌های آلی هستند که یک یا چند گروه عاملی کربوکسیل (–COOH) دارند. متانوییک اسید (HCOOH) ساده‌ترین کربوکسیلیک اسید و اتانوییک اسید ($CH_۳COOH$) آشناترین آنهاست.

کربوکسیلیک اسیدهای سبک (حداکثر با پنج اتم کربن) در آب محلول‌اند، ولی با افزایش طول زنجیر کربنی از انحلال‌پذیری آنها در آب کاسته می‌شود، (چرا؟) به‌طوری که بسیاری از آنها در عمل در آب نامحلول هستند.

اسیدهای کربوکسیلیک را با افزودن پسوند **اوییک اسید** به نام زنجیر کربنی آنها نام‌گذاری می‌کنند.



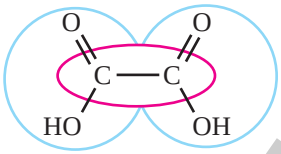


متانوییک اسید یکی از موادی است که بر اثر گزش مورچه وارد بدن شده، باعث سوزش و خارش در محل گزیدگی می‌شود. این اسید در سال ۱۶۷۰ کشف شد و چون از تقطیر مورچهٔ سرخ به دست می‌آمد نام فورمیک اسید یا جوهر مورچه بر آن نهادند. در زبان لاتین به مورچه، فورمیکا می‌گویند.

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی sanatisharif.ir
SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir

اگر یک کربوکسیلیک اسید بیش از یک گروه کربوکسیل داشته باشد، پیش از پسوند ـ اوییک اسید، تعداد این گروه‌ها با عددهای یونانی مشخص می‌شود.



اتان دی‌اوییک اسید (اگزالیک اسید)



ریواس و اسفناج دارای اگزالیک اسیدند. این اسید آلی دو پروتون‌دار به جوهر ترشک معروف است. نمک‌های آن اگزالات نام دارد. کلسیم اگزالات یکی از سازنده‌های اصلی سنگ‌های کلیه است.

کربوکسیلیک اسیدها اسیدهای ضعیفی هستند و براثر حل‌شدن در آب تعدادی از مولکول‌های آنها پروتون اسیدی خود را به مولکول‌های آب می‌دهند و به‌سرعت به حالت تعادل می‌رسند.

$$R-COOH(aq)+H_2O(l) \rightleftharpoons R-COO^-(aq)+H_3O^+(aq)$$

مقادیر K_a برای برخی کربوکسیلیک‌اسیدها در جدول زیر داده شده است. با دقت به این جدول نگاه کنید و سپس به پرسش‌های مطرح‌شده پاسخ دهید.

کربوکسیلیک اسید	فرمول شیمیایی	K_a	فرمول باز مزدوج
اتانوییک اسید	CH_3COOH	$1/7\times10^{-5}$	
پروپانوییک اسید	CH_3CH_2COOH	$1/4\times10^{-5}$	
فلوئوروواتانوییک اسید	FCH_2COOH	$2/4\times10^{-3}$	
کلرواتانوییک اسید	$ClCH_2COOH$	$1/4\times10^{-3}$	
برمواتانوییک اسید	$BrCH_2COOH$	$1/2\times10^{-3}$	
دی‌کلرواتانوییک اسید	$Cl_2CHCOOH$	5×10^{-2}	
تری‌کلرواتانوییک اسید	Cl_3CCOOH	$2/2\times10^{-1}$	

۱ـ در این مجموعه، قوی‌ترین اسید و ضعیف‌ترین اسید کدام‌اند؟

۲ـ با نوشتن فرمول شیمیایی باز مزدوج هریک از این اسیدها، ستون چهارم این جدول را کامل کنید.

۳ـ اگر قدرت یک اسید معیاری برای تعیین میزان پایداری باز مزدوج آن در نظر گرفته شود، در این صورت، باز مزدوج کدام اسید از همه پایدارتر است؟ ناپایدارترین باز مزدوج کدام است؟

راهنمایی: پایداری به این معنا که آنیون حاصل از یونش اسید قوی‌تر، تمایل کمتری برای پس گرفتن پروتون از خود نشان می‌دهد. در واقع این آنیون تمایل بیشتری برای

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
Sanatisharif.ir

www.g-alm.ir

باقی‌ماندن به‌صورت یونِ آب‌پوشیده دارد.

۴ـ تأثیر افزایش تعداد اتم‌های کلر بر قدرت اسیدی اتانوییک اسید را توجیه کنید.

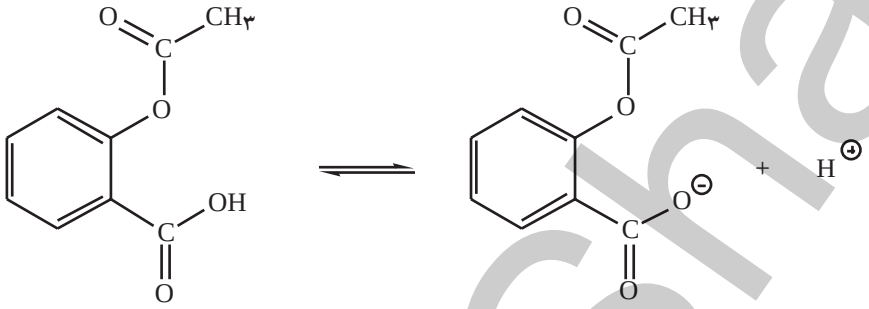
۵ـ با توجه به داده‌های این جدول آیا می‌توانید مقدار K_a را برای تری‌فلوئوروواتانوییک اسید (CF_3COOH) به‌طور تقریبی پیش‌بینی کنید؟ پاسخ خود را شرح دهید.

با حذف پسوند ـ ییک اسید از نام اسیدهای آلی و افزودن پسوند ـ آت باز مزدوج حاصل از تفکیک یونی آنها را نام‌گذاری می‌کنند. برای مثال، یون اتانوآت باز مزدوج اتانوییک اسید است.

CH_3COOH
اتانوییک اسید
CH_3COO^-
یون اتانوآت

بیشتر بدانید

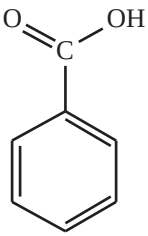
آسپیرین (استیل‌سالیسیلیک‌اسید) اسیدی نسبتاً ضعیف است. از این‌رو، می‌تواند به دیوارهٔ داخلی معده آسیب برساند.



استیل سالیسیلیک اسید
آسپرین

یون استیل سالیسیلات





بنزوییک اسید یک کربوکسیلیک اسید آروماتیک است که در تمشک و پوستهٔ برخی درختان یافت می‌شود. از این اسید و برخی نمک‌های آن به عنوان محافظ مواد غذایی و ضد اکسایش در نوشابه‌ها، سس‌ها و آب میوه‌ها استفاده می‌شود.

اگر غلظت یون $H^+(aq)$ در معده زیاد باشد، این اسید تنها به مقدار ناچیزی یونیده می‌شود. مولکول استیل سالیسیلیک‌اسید می‌تواند به درون غشای سلول‌های سازندهٔ دیوارهٔ معده نفوذ کند. از آنجا که درون غشای یادشده مولکول‌های آب وجود دارد، مولکول استیل سالیسیلیک‌اسید به‌وسیلهٔ مولکول‌های آب آبپوشیده شده، به یون‌های $H^+(aq)$ و آنیون استیل سالیسیلات یونیده می‌شود. این‌گونه‌های یونی در بخش‌های درونی غشا به دام می‌افتند. به این ترتیب، با افزایش تدریجی غلظت این یون‌ها، ساختار غشا ضعیف و سرانجام خون‌ریزی آغاز می‌شود. براثر مصرف یک قرص آسپیرین، تقریباً ۲ میلی‌لیتر خون از دست می‌رود. این رویداد خطر چندانی ندارد. با وجود این، آسپیرین در برخی افراد می‌تواند موجب خون‌ریزی شدید شود. گفتنی است که وجود الکل در معده موجب انحلال بیشتر استیل سالیسیلیک اسید در غشا و درپی آن خون‌ریزی شدیدتر می‌شود.

بازهای قوی و ضعیف

همانند اسیدها قدرت بازها نیز به میزان تفکیک و یا یونش آنها در آب بستگی دارد. برخی به‌طور کامل و برخی دیگر به‌طور جزئی در آب تفکیک و یا یونیده می‌شوند.

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
sanatisharif.ir
SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir

بازهای معروفی مانند NaOH و KOH بسیار قوی هستند. $Ba(OH)_2$ و $Ca(OH)_2$ نیز با آنکه انحلال‌پذیری کمی دارند باز قوی به شمار می‌آیند؛ زیرا بر اثر انحلال مقدار کافی یون هیدروکسید در محلول آزاد می‌کنند. محلول آبی آمونیاک و همهٔ بازهای آلی که به مقدار اندکی در آب یونیده می‌شوند، از جمله بازهای ضعیف به‌شمار می‌آیند. این بازها طی یک واکنش تعادلی با آب، یون‌های هیدروکسید تولید می‌کنند.

ثابت یونش بازها

با دقت به معادلهٔ زیر نگاه کنید.

$$\underset{\text{باز}}{NH_3(aq)} + \underset{\text{اسید}}{H_2O(l)} \rightleftharpoons \underset{\text{اسید مزدوج}}{NH_4^+(aq)} + \underset{\text{باز مزدوج}}{OH^-(aq)}$$

عبارت ثابت تعادل برای این واکنش تعادلی به‌صورت زیر نوشته می‌شود.

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

مقدار K_b را **ثابت یونش باز** می‌گویند. برای بازها نیز در دما و غلظت یکسان، هرچه مقدار K_b بزرگ‌تر باشد، باز قوی‌تراست و یون بیشتری در حالت محلول تولید می‌شود.

فکر کنید

آمین‌ها دسته‌ای از ترکیب‌های آلی هستند که شباهت بسیاری به آمونیاک دارند. آمین‌ها را از آمونیاک و با جایگزین کردن یک، دو یا سه اتم هیدروژن آن با گروه آلکیل به‌دست می‌آورند.

آمونیاک	متیل آمین	دی‌متیل آمین	تری‌متیل آمین	اتیل آمین
$H-\ddot{N}-H$ $\vert$ H	$H-\ddot{N}-H$ $\vert$ CH_3	$H-\ddot{N}-CH_3$ $\vert$ CH_3	$H_3C-\ddot{N}-CH_3$ $\vert$ CH_3	$H-\ddot{N}-H$ $\vert$ CH_2CH_3

آمین‌ها بازهای ضعیفی هستند و با پذیرفتن یک پروتون به یون آلکیل آمونیوم تبدیل می‌شوند.

$$\underset{\substack{\text{باز}\\(\text{متیل‌آمین})}}{CH_3NH_2(aq)} + \underset{\text{اسید}}{H_2O(l)} \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{اسید مزدوج}\\(\text{یون متیل آمونیوم})}}{CH_3NH_3^+(aq)} + \underset{\text{باز مزدوج}}{OH^-(aq)}$$

با دقت به داده‌های جدول صفحهٔ بعد نگاه کنید. به‌نظر شما کدام یک از جفت آمین‌های داده شده، باز ضعیف‌تری است؟ از این مقایسه‌ها چه نتیجه‌ای می‌گیرید؟

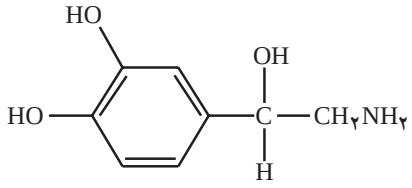
www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir

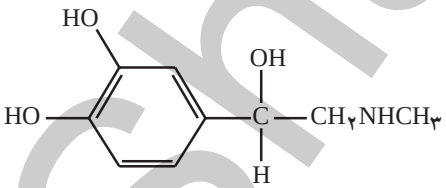
آمین	فرمول شیمیایی	K_b
آمونیاک	NH_3	$1/8\times10^{-5}$
متیل آمین	CH_3NH_2	$4/2\times10^{-5}$
دی‌متیل آمین	$(CH_3)_2NH$	$5/9\times10^{-4}$
اتیل آمین	$CH_3CH_2NH_2$	$4/3\times10^{-5}$
دی‌اتیل آمین	$(CH_3CH_2)_2NH$	$8/6\times10^{-4}$

بیشتر بدانید

آمین‌ها به فراوانی در اندام گیاهان و جانوران یافت می‌شوند. اغلب آمین‌های پیچیده نقش پیک، یا تنظیم‌کننده را برعهده دارند. برای نمونه، در سامانهٔ عصبی انسان، دو آمین زیر وجود دارد که به عنوان مادهٔ محرک عمل می‌کنند.

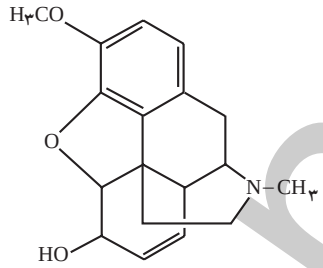


نوراپینفرین

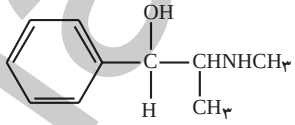


آدرنالین

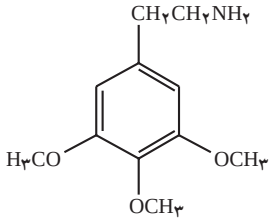
اِفدرین آمینی است که چینی‌ها بیش از ۲۰۰۰ سال پیش، به عنوان دارویی برای رفع گرفتگی مجاری تنفسی به‌کار می‌بردند. سرخ‌پوستان مکزیکی نیز از مسکالین به عنوان داروی آرام‌بخش استفاده می‌کردند. این ماده قرن‌ها از کاکتوس‌های مکزیکی استخراج می‌شد.



کُدیین



اِفدرین



مسکالین

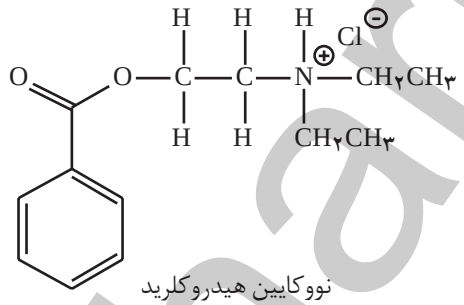
کُدیین نیز یک آمین است. این داروی جامد و سفیدرنگ که از تریاک استخراج می‌شود، اغلب به شکل آمین خالص مورد استفاده قرار نمی‌گیرد، بلکه آن را با یک اسید واکنش می‌دهند و تبدیل به نمک اسیدی می‌کنند. نمونه‌ای از این نمک‌ها، آمونیوم کلرید است که از واکنش زیر به‌دست می‌آید.

$$NH_3(g) + HCl(g) \rightarrow NH_4Cl(s)$$

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی sanatisharif.ir
sanatiSharif.ir

www.g-alm.ir

به این ترتیب آمین‌ها را می‌توان به آسانی پروتون‌دار کرد. نمک به‌دست آمده را به‌صورت AHCl نشان می‌دهند (که A نمایندهٔ آمین است). در واقع، این نمک از کاتیون AH^+ و آنیون Cl^- تشکیل شده است. نمک‌های یادشده از آمین‌های سازنده پایدارترند و انحلال‌پذیری آنها در آب نیز بیشتر است. برای نمونه نووکایین یکی از داروهای مشهور بی‌هوشی موضعی است. این دارو نیز یک آمین است. شکل آمینی آن در آب نامحلول است، در حالی که انحلال‌پذیری نمک آن در آب بسیار زیاد است. این ویژگی گسترهٔ کاربرد این‌گونه داروها را افزایش می‌دهد.



نووکایین هیدروکلرید

محاسبهٔ pH محلول بازهای قوی

همانند اسیدهای قوی، pH محلول آبی بازهای قوی را نیز می‌توان از روی غلظت باز تعیین کرد.

نمونهٔ حل شده

pH محلول $0/20\ mol.L^{-1}$ پتاسیم هیدروکسید را در آب به‌دست آورید.

پاسخ

پتاسیم هیدروکسید باز قوی است و در آب به‌طور کامل به یون‌های سازنده‌اش تفکیک می‌شود.

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

استوکیومتری این معادله نشان می‌دهد که در این محلول غلظت یون $OH^-(aq)$ نیز برابر با $0/20\ mol.L^{-1}$ است. از آنجا که برای محاسبهٔ pH به غلظت یون $H_3O^+(aq)$ نیاز داریم، با استفاده از ثابت یونش آب، این مقدار را محاسبه می‌کنیم.

$$[H_3O^+] = K_W \times \frac{1}{[OH^-]} = 1/00 \times 10^{-14}\ mol^2.L^{-2} \times \frac{1}{0/20\ mol.L^{-1}}$$

$$[H_3O^+] = 5/00 \times 10^{-14}\ mol.L^{-1}$$

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir

بنابراین:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (۵/۰۰ \times ۱۰^{-۱۴})$$

$$pH = ۱۳/۳$$

خود را بیازمایید

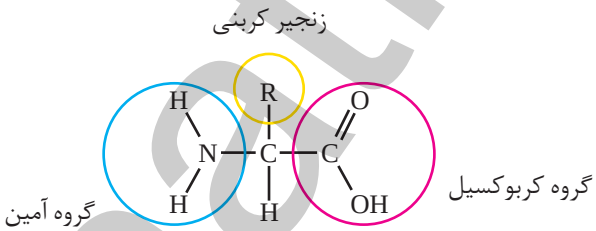
۱ـ pH محلول $۴/۰ \times ۱۰^{-۳}\ mol.L^{-۱}$ باریم هیدروکسید را در آب حساب کنید.

۲ـ pH محلولی از سدیم هیدروکسید در آب ۱۱/۰ است. غلظت مولی این محلول را به‌دست آورید.

آمینواسیدها

حدود ۲۰ آمینواسید طبیعی وجود دارد. این آمینواسیدها تنها در گروه R با هم تفاوت دارند. بدن نیمی از این آمینواسیدها را می‌سازد و نیمی دیگر را از طریق مصرف مواد غذایی مناسب تأمین می‌کند.

همان‌طوری که از نام آمینواسید برمی‌آید این ترکیب‌های آلی، هم یک گروه بازی ($-NH_2$) و هم یک گروه اسیدی ($-COOH$) دارند، به‌عبارت دیگر می‌توانند هم با اسیدها و هم با بازها وارد واکنش شوند. این ترکیب‌ها در زیست‌شیمی اهمیت بسیاری دارند و واحدهای سازندهٔ پلیمرهای طبیعی مهمی به نام **پروتیین‌ها** به‌شمار می‌آیند. در همهٔ آمینواسیدهای طبیعی گروه آمین ($-NH_2$) روی همان کربنی قرار دارد که گروه کربوکسیل ($-COOH$) قرار می‌گیرد. آلفا ـ آمینواسید نامی است که به همین دلیل به این ترکیب‌ها اطلاق می‌شود. فرمول همگانی آلفا ـ آمینواسیدها را می‌توان به‌صورت زیر نشان داد.



فرمول همگانی آلفا ـ آمینواسیدها

فکر کنید

جدول صفحهٔ بعد برخی ویژگی‌های گلی‌سین (آمینواتانوییک اسید) در مقایسه با یک کربوکسیلیک اسید و یک آمین (با جرم مولی نزدیک به هم) را نشان می‌دهد. تفاوت در نقطهٔ ذوب و انحلال‌پذیری گلی‌سین را با دو مادهٔ دیگر توجیه کنید.

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی sanatisharif.ir
Sanatisharif.ir

www.g-alm.ir

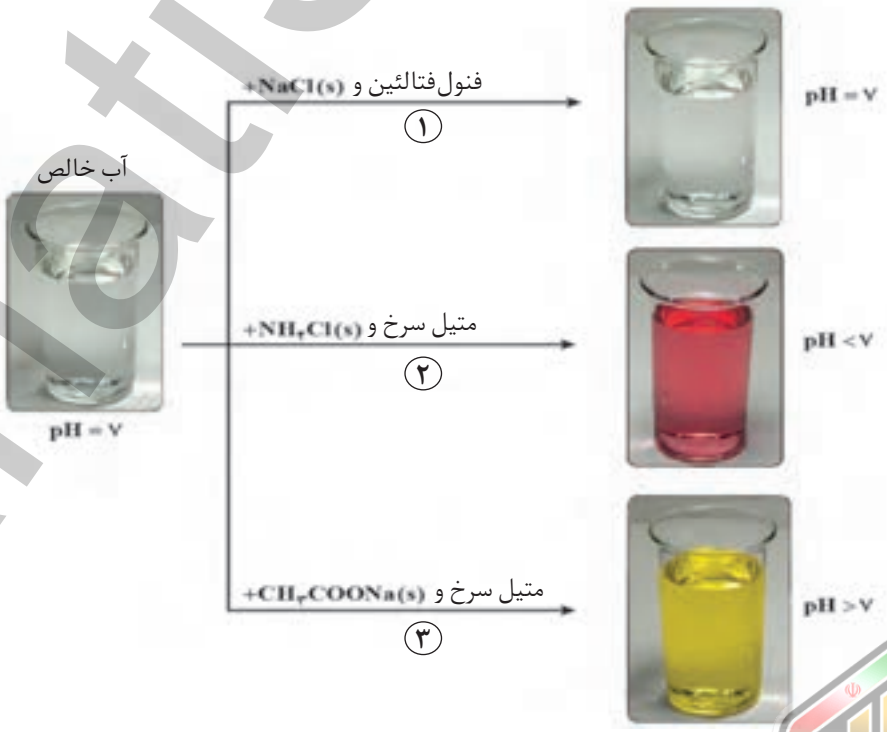
ویژگی / نام ترکیب آلی	فرمول شیمیایی	جرم مولی ($g.mol^{-1}$)	نقطهٔ ذوب ($^{\circ}C$)	انحلال‌پذیری در اتانول ($25^{\circ}C$)
گلی‌سین	H_2NCH_2COOH	۷۵	۲۳۲	نامحلول
پروپانوییک اسید	CH_3CH_2COOH	۷۴	−۲۱	زیاد
بوتیل آمین	$CH_3(CH_2)_3NH_2$	۷۳	−۵۰/۵	بسیار زیاد

نمک‌های اسیدی، بازی و خنثی

از شیمی ۲ به یاد دارید که نمک‌ها، ترکیب‌های یونی هستند که در آنها کاتیون‌ها و آنیون‌ها با آرایشی منظم کنار هم چیده شده‌اند. بسیاری از نمک‌ها در آب حل شده و یون‌های سازندهٔ آنها به‌صورت آبپوشیده در سرتاسر محلول پخش می‌شوند. به‌نظر شما این یون‌ها با مولکول‌های آبِ پیرامون خود واکنش می‌دهند؟

فکر کنید

شکل زیر، pH محلول نمک‌های سدیم کلرید، آمونیوم کلرید و سدیم اَستات را در دما و غلظت یکسان نشان می‌دهد.



www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir

شکل‌ها را به دقّت بررسی کنید و به پرسش‌های زیر پاسخ دهید.

الف) اسیدی، بازی یا خنثی بودن محلول هر یک از این نمک‌ها را مشخص کنید.

ب) تفاوت pH محلول شمارهٔ (۲) با محلول شمارهٔ (۱) را به کدام یون نسبت می‌دهید؟

پ) چنان که بدانید واکنش یون‌ها با آب موجب تغییر pH محلول می‌شود، با نوشتن معادلهٔ واکنش تعادلی یون آمونیوم با آب، علت اسیدی شدن محلول شمارهٔ (۲) را توضیح دهید.

ت) تفاوت pH محلول شمارهٔ (۳) با محلول شمارهٔ (۱) را به کدام یون نسبت می‌دهید؟ معادلهٔ واکنش تعادلی آن را با آب بنویسید.

به واکنش یون‌ها با آب، **آبکافت** می‌گویند. همانگونه که مشاهده کردید برخی یون‌ها، آبکافت می‌شوند و pH آب را تغییر می‌دهند. در واقع هنگامی که فقط کاتیون آبکافت می‌شود، محلول اسیدی و هنگامی که فقط آنیون نمک آبکافت می‌شود، محلول بازی خواهد شد.

بنابراین، یک نمک بسته به یون‌های سازنده‌اش می‌تواند اسیدی، بازی یا خنثی باشد! در واقع اگر کاتیون یا آنیون یک نمک به یک باز قوی یا یک اسید قوی تعلّق داشته باشد، آبکافت نمی‌شود. برای مثال، نمک KI هنگام حل شدن در آب pH آب را تغییر نمی‌دهد؛ زیرا یون‌های یدید و پتاسیم به ترتیب به اسید قوی HI و باز قوی KOH تعلق دارند.

در محلول آبی آمونیوم کلرید، یون‌های $NH_4^+(aq)$ و $Cl^-(aq)$ وجود دارند. $Cl^-(aq)$، باز مزدوج اسید قوی $HCl(aq)$ بوده و پایدار می‌باشد از این رو به صورت آبپوشیده در محلول می‌ماند این درحالی است که $NH_4^+(aq)$، اسید مزدوج باز ضعیف $NH_3(aq)$ بوده و ناپایدار است و در واکنش با آب یون هیدرونیوم تولید می‌کند.

خود را بیازمایید

نمک‌های زیر را در سه دستهٔ خنثی، اسیدی و بازی طبقه‌بندی کنید.

$NaBr$ ،CH_3COONa ،NH_4NO_3 ،NaF ،KCN

راهنمایی:

اسیدهای ضعیف	HF, HCN
اسیدهای قوی	HNO_3, HBr
باز قوی	$NaOH$،KOH
باز ضعیف	NH_3

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
sanatisharif.ir
SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir

فکر کنید

۱ـ صابون از گرم کردن استرهای طبیعی (چربی یا روغن) با سدیم هیدروکسید به‌دست می‌آید. شکل زیر ساختار یک نمونه صابون جامد را نشان می‌دهد.

$$CH_3(CH_2)_{16}\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O^-Na^+$$



صابون‌های جامد را با فرمول همگانی RCOONa نمایش می‌دهند که در آن R، ۱۴ تا ۱۸ کربن دارد.



با افزودن چند قطره فنول فتالئین به محلول آب صابون، رنگ آن ارغوانی می‌شود. دلیل این تغییر رنگ را توضیح دهید.



اگر به‌جای اتم هیدروژن گروه کربوکسیل، آلکیل قرار گیرد، استر تولید می‌شود؛ مانند:

CH_3COOCH_3

متیل متانوات

۲ـ استرها را می‌توان در آزمایشگاه و صنعت از واکنش کربوکسیلیک اسید با الکل تهیه کرد.

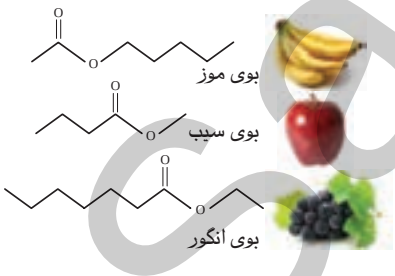
$$RCOOH + R'OH \xrightarrow{H^+} RCOOR' + H_2O$$

طعم یک مادهٔ غذایی و میوه از کنار هم قرار گرفتن شمار زیادی از ترکیب‌های شیمیایی ایجاد می‌شود. برای مثال، پرتقال دارای ۲۵۰ نوع مادهٔ شیمیایی است که با هم طعم آن را می‌سازند. استرها از ترکیب‌های اصلی سازندهٔ طعم و بوی موادغذایی هستند. شیمی‌دان‌ها با شناسایی اجزای سازندهٔ طعم‌های گوناگون، آنها را در آزمایشگاه سنتز می‌کنند.

الف) پیش از این آموختید که طعم آناناس به‌طورعمده به‌دلیل وجود اتیل بوتانوات در آن است.

$$CH_3CH_2CH_2\overset{\overset{O}{\|}}{C}OCH_2CH_3$$

نام الکل و کربوکسیلیک اسید سازندهٔ این استر را بنویسید.



ب) از واکنش اتانول با استیک اسید، استری به نام اتیل استات به‌دست می‌آید که به‌عنوان حلال در صنایع و چسب و رنگ کاربرد دارد. ساختار آن را رسم کنید.

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
sanatisharif.ir
SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir

بیشتر بدانید

بیشتر نمک‌های سدیم و پتاسیم کربوکسیلیک اسیدها در آب انحلال‌پذیرند. میزان انحلال‌پذیری آنها به طول زنجیر کربنی یون کربوکسیلات بستگی دارد و با افزایش طول زنجیر، انحلال‌پذیری کاهش می‌یابد. انحلال‌پذیربودن این دسته از کربوکسیلات‌ها در آب، باعث شده است که به‌عنوان نگهدارندهٔ مواد غذایی کاربرد گسترده‌ای در صنایع غذایی بیابند.

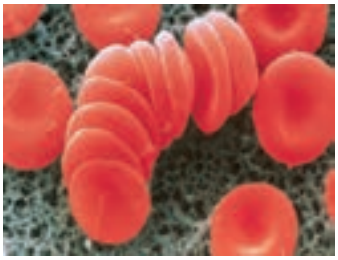
بی‌تردید روی بسته‌بندی بسیاری از مواد غذایی نمادهایی مانند E۲۱۲ را مشاهده کرده‌اید. در صنعت از این نماد که به آن عدد **E** می‌گویند، برای مشخص‌کردن نوع مادهٔ افزوده‌شده به مادهٔ غذایی یا خوراکی استفاده می‌شود. نام برخی از این افزودنی‌ها، عدد E و شماری از کاربردهای آنها در جدول زیر آمده است.

نام	عدد E	کاربرد به‌عنوان نگهدارنده
سوربیک اسید	E۲۰۰	نوشابه‌های گازدار و انواع کیک‌ها
سدیم سوربات	E۲۰۱	ضد کپک در ماست، پنیر و سس مایونیز
پتاسیم سوربات	E۲۰۲	
بنزوییک اسید	E۲۱۰	آب میوه، نوشابه‌های گازدار و انواع سس‌ها
سدیم بنزوآت	E۲۱۲	رب گوجه فرنگی
پتاسیم بنزوآت	E۲۱۳	

شیمی و زندگی

تعادل اسید و باز درخون

آموختید که افزودن اسید یا باز به آب خالص، غلظت یون هیدرونیوم را تغییر می‌دهد. به‌طوری که با افزودن اسیدقوی، pH آب کاهش و با افزودن اندکی باز قوی، pH آن افزایش می‌یابد (شکل ۱۲).



گلبول‌های قرمز دربازهٔ کوچکی از pH کارایی دارند.



شکل ۱۲ـ تغییر شدید pH یک لیتر آب خالص با افزودن اندکی اسید یا باز قوی

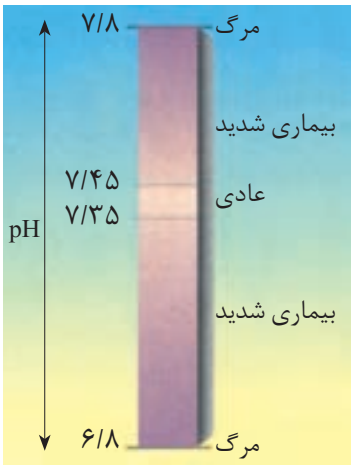
www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی sanatisharif.ir
SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir

خون مایعی حیاتی و معجونی از مواد شیمیایی گوناگون است. اسیدها و بازها از جمله مواد مهم این معجون به‌شمار می‌روند. به‌طوری که برای ادامهٔ زندگی، تنظیم pH خون اهمیت ویژه‌ای دارد (شکل ۱۳).

همان‌گونه که در شکل مشاهده می‌کنید، pH خون سالم دربازهٔ ۷/۴۵ـ۷/۳۵ است. کاهش pH به ۷/۰ یا افزایش آن به ۷/۸ سبب مرگ انسان می‌شود. اینک این پرسش مطرح است که چرا مصرف انواع نوشیدنی‌ها، خوراکی‌ها، داروها و ... که خواص اسیدی یا بازی دارند، تغییر آشکاری بر pH خون پدید نمی‌آورد؟ چگونه بدن با یک روند منظم و دقیق از تغییر شدید pH خون جلوگیری می‌کند؟

برای پاسخ به این پرسش‌ها، شیمی‌دان‌ها با انجام آزمایش‌های گوناگون، دریافته‌اند که در آزمایشگاه می‌توان محلول‌هایی تهیه کرد که در برابر تغییر pH مقاومت می‌کنند. به‌طوری که با افزودن اندکی اسید قوی یا باز قوی به آنها، pH تغییر آشکاری نخواهد کرد. این نوع محلول‌ها، **محلول بافر** نام دارند (شکل ۱۴).

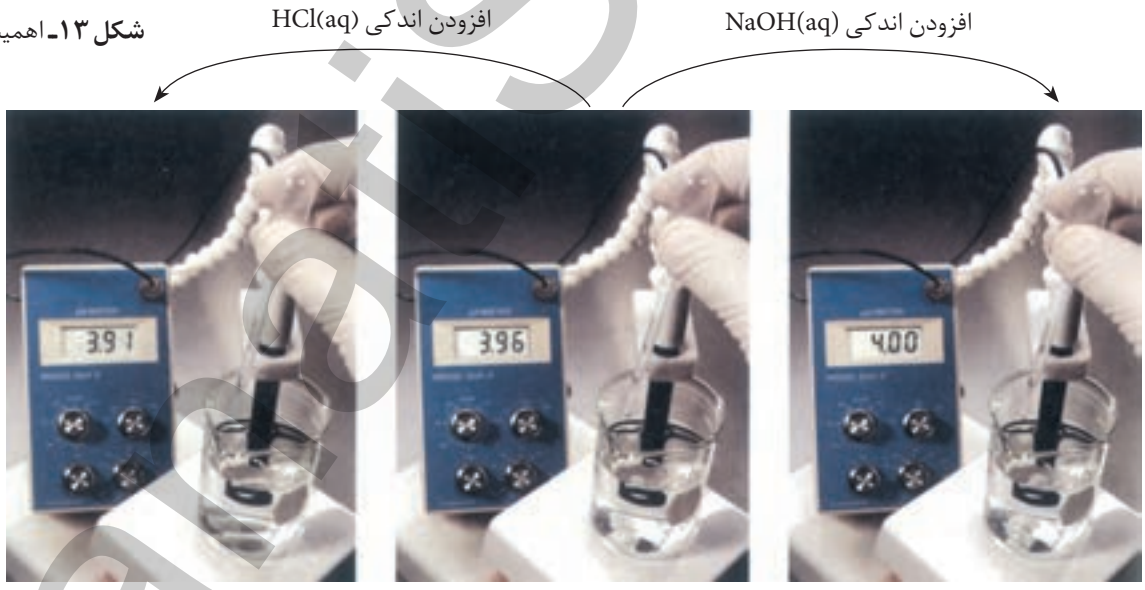


الف) تغییر pH خون



ب) خون انسان

شکل ۱۳ـ اهمیت pH خون انسان



شکل ۱۴ـ افزودن اندکی اسید قوی و باز قوی به یک محلول بافر

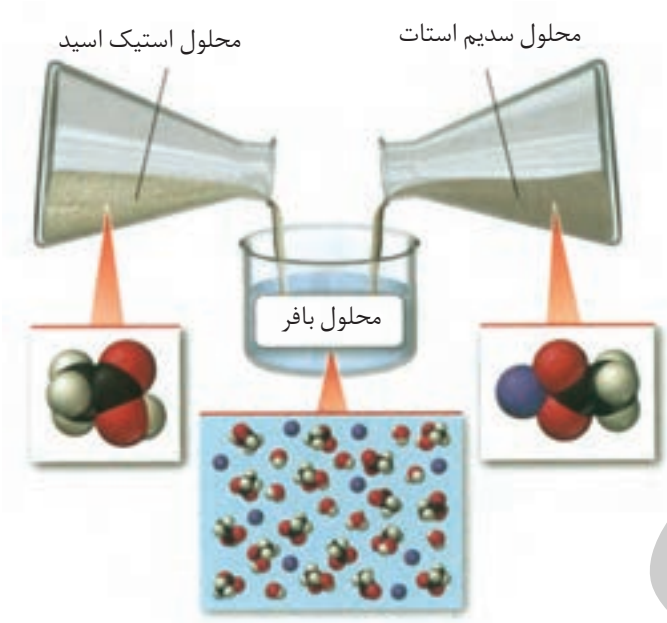
نمونه‌ای کاربردی از محلول‌های بافر را می‌توان با افزودن مول‌های برابر از سدیم استات و استیک اسید به حجم معینی از آب خالص تهیه کرد (شکل ۱۵).

SanatiSharif.ir

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir

www.g-alm.ir

یون‌های استات از انحلال سدیم استات جامد در آب تولید می‌شوند که باز مزدوج اسید ضعیف استیک اسید هستند.



شکل ۱۵ـ تهیهٔ یک محلول بافر

در سامانهٔ بافری، غلظت اسید ضعیف و باز مزدوج برخلاف یون‌های هیدرونیم و هیدروکسید بسیار زیاد است.

در این سامانه، تعادل زیر برقرار است:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

افزودن اندکی یون هیدرونیوم (اسید قوی) به این سامانه، تعادل را در جهت مصرف این یون تا حدّ امکان یعنی در جهت برگشت جابه‌جا می‌کند. به‌طوری که $[H_3O^+]$ نسبت به حالت آغازی تغییر چندانی نمی‌کند. همچنین افزودن اندکی یون هیدروکسید (باز قوی) به این سامانهٔ تعادلی سبب می‌شود $[H_3O^+]$ کاهش یابد (چرا؟) در نتیجه، تعادل در جهت رفت جابه‌جا می‌شود و باز هم $[H_3O^+]$ تغییر آشکاری نخواهد کرد. سامانه‌ای محتوی چنین محلول‌هایی که در برابر تغییر pH مقاومت می‌کنند، سامانهٔ بافری نام دارد.

خود را بیازمایید

خون انسان دارای سامانهٔ بافری زیر است:

$$CO_2(g) + 2H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

الف) مصرف غذاهای اسیدی چه اثری بر این تعادل دارد؟ چرا؟

ب) pH خون در اثر مصرف غذاهای اسیدی چه تغییری می‌کند؟ توضیح دهید.

پ) اگر نفس خود را برای مدت کوتاهی در سینه نگهدارید، pH خون شما اندکی کاهش می‌یابد؛ چرا؟

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی sanatisharif.ir
Sanatisharif.ir

www.g-alm.ir

شیمی در کشاورزی

خاک‌های کشاورزی، مواد معدنی گوناگونی دارند. همچنین نوع و مقدار مواد معدنی آنها با یکدیگر تفاوت دارند. از این رو، میزان اسیدی بودن آنها نیز متفاوت است. برای نمونه، خاک‌هایی که آهکِ زیادی دارند، بازی هستند؛ چرا؟ pH اغلب خاک‌های کشاورزی دربازهٔ ۶/۵ـ۷/۵ است و بیشتر گیاهان نیز در این خاک‌ها بهتر رشد می‌کنند؛ در حالی که برخی گیاهان مانند گل آزالیا، بلوبِری (نوعی تمشک) و گیاهان مخروط‌دار در خاک‌های اسیدی (pH=۴/۵ـ۵/۵) بهترین رشد را دارند (شکل ۱۶).

نام گیاه	گسترهٔ pH مناسب برای رشد
گندم	۶/۸ ـ ۷/۵
جو	۵/۷ـ۷/۵
ذرت	۵/۷ـ۶/۸
یونجه	۶/۸ـ۷/۵



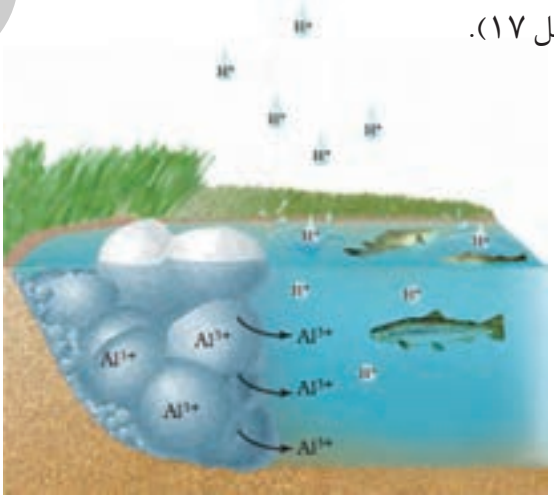




شکل ۱۶ـ برخی گیاهان

تغییر pH خاک به معنای تغییر میزان اسیدی بودن آن است. برای نمونه، اگر pH یک نمونه خاک از ۶/۵ به ۵/۵ کاهش یابد میزان اسیدی بودن آن، ده برابر افزایش می‌یابد (چرا؟). میزان اسیدی بودن خاک، تأثیر مستقیمی بر رشد گیاهان دارد؛ زیرا مواد معدنی در دسترس گیاه با تغییر میزان اسیدی بودن خاک تغییر می‌کند. برای نمونه، در خاک‌های اسیدی تر برخی نمک‌های آلومینیم به حالت محلول در می‌آیند و غلظت یون Al^{3+} در خاک افزایش می‌یابد. این افزایش، از یک سو گیاه را مسموم می‌کند و مانع از رشد آن می‌شود، از سوی دیگر با نشت کردن در منابع گوناگون آب، آن را آلوده می‌کند و به محیط زیست آسیب می‌زند (شکل ۱۷).

افزایش کودها، بارش باران‌های اسیدی، ورود آلاینده‌های SO_2 و NO_x به هواکره سبب کاهش pH خاک می‌شود.



شکل ۱۷ـ اسیدی شدن آب به دلیل وجود یون‌های آلومینیم

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
Sanatisharif.ir

مطالب گفته شده نشان می‌دهد که شیمی به کشاورزان کمک می‌کند تا بتوانند با کنترل pH خاک، فراورده‌های مرغوب‌تر و بیشتری تولید کنند. همچنین با تکیه بر این دانش می‌توان کودهای شیمیایی مناسبی تولید کرد تا درآمایش زمین مورد استفاده قرارگیرد.



pH>۷



pH<۷

شکل ۱۸ـ اثر pH روی رنگ گل گیاه ادریسی

با تنظیم pH خاک باغچه می‌توان هم‌زمان گل ادریسی را به رنگ‌های آبی و صورتی پرورش داد.

فکر کنید

نوعی فاضلاب صنعتی به یک زمین کشاورزی راه یافته است. بررسی‌ها نشان می‌دهد که این فاضلاب حاوی یون فلزهای واسطه و به‌طور عمده Fe^{3+} است.

الف) pH خاک این زمین چه تغییری می‌کند؟ توضیح دهید.

ب) برای رفع این مشکل چه پیشنهادی دارید؟ توضیح دهید.

بیشتر بدانید

افزودن بیش از حد کودهای حیوانی و شیمیایی به خاک‌های کشاورزی سبب آلودگی محیط زیست می‌شود؛ زیرا برخی مواد آنها به آب‌های زیرزمینی راه پیدا می‌کنند و درپایان به رودخانه‌ها و دریاها وارد می‌شوند. چنین پدیده‌ای زندگی آبزیان را به‌خطر می‌اندازد.

از سوی دیگر افزایش یون‌های نیترات در آب‌ها، سبب رشد جلبک‌ها می‌شود. جلبک‌ها پس از مردن در ته دریاچه‌ها و دریاها توسط باکتری‌ها تجزیه می‌شوند. برای انجام این کار، اکسیژن محلول در آب را مصرف کرده و باعث مرگ ومیر ماهی‌ها خواهند شد. هنگامی که شمار جلبک‌های مرده بیش از اندازه باشد، باکتری‌ها همهٔ اکسیژن محلول در آب را مصرف می‌کنند به‌طوری‌که در این شرایط مرگ دسته‌جمعی آبزیان رخ می‌دهد.

نکتهٔ دیگر این که نیترات موجود در کودها به N_2O تبدیل شده و به‌تدریج وارد هواکره می‌شوند. این گاز نقش مهمی در کاهش اوزون استراتوسفری و نیز گرمایش جهانی دارد. پژوهش‌ها نشان می‌دهند که گیاهان و جانوران، همهٔ نیتروژن موجود در محیط را مصرف نمی‌کنند و تنها ۱۰ تا ۱۵ درصد آن به مصرف می‌رسد و باقی‌مانده به رودخانه‌ها وارد می‌شود. از این رو، مقدار نیتروژن تلف شده در مقیاس جهانی بسیار زیاد است. براساس یک برآورد علمی سالانه ۱۱۰ میلیارد کیلوگرم نیتروژن برای تولید فراورده‌های کشاورزی استفاده می‌شود. با توجه به اینکه هر انسان نزدیک به دو کیلوگرم نیتروژن مصرف می‌کند و با احتساب جمعیت ۷/۵ میلیاردی کرهٔ زمین، تنها ۱۶ میلیارد کیلوگرم از نیتروژن مصرف و بقیه اتلاف می‌شود.

Sanatisharif.ir

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی sanatisharif.ir