

## فصل سوم

# اسید و باز

### تعاریف و مدل‌های مختلف اسید و باز



مدل‌های اسید و باز (سرگذشت اسیدها و بازها)

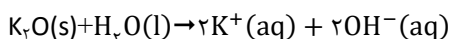
✓ در سیر تحول علم شیمی، از دیدگاه دانشمندان، تعاریف مختلفی برای اسید و باز ارائه شده‌است که در جدول زیر این تعاریف به ترتیب تاریخ ارائه و معرفی می‌شوند. البته شیمی دان‌ها مدت‌ها پیش از آنکه با ساختار اسیدها و بازها آشنا شوند با ویژگی‌های هر کدام و واکنش‌های میان آنها آشنا بودند اما توجه رفتارهای اسیدها و بازها به ارائه نظریات اسید و باز نیاز داشت. قبل از آرنیوس هم تعدادی از شیمی دان‌ها برای توجیه رفتارهای اسیدها و بازها تعاریفی را مطرح کرده بودند.

مدل اسید و باز	تعریف اسید و باز	مثال
اسید آرنیوس	ماده‌ای که ضمن حل شدن در آب یون $H^+$ (پروتون آزاد) تولید می‌کند.	$HCl(g) \xrightarrow{H_2O} H^+(aq) + Cl^-(aq)$ $N_2O_5(g) + H_2O(l) \rightarrow 2H^+(aq) + 2NO_3^-(aq)$
باز آرنیوس	ماده‌ای که ضمن حل شدن در آب یون $OH^-$ (هیدروکسید) آزاد یا تولید می‌کند.	$NaOH(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+(aq) + OH^-(aq)$ $Na_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2Na^+(aq) + 2OH^-(aq)$
اسید لوری-برونستد	ماده‌ای که بتواند به یون یا مولکول دیگر $H^+$ بدهد.	$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$ اسید برونستد
باز لوری-برونستد	ماده‌ای که بتواند $H^+$ بپذیرد.	$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$ باز برونستد

### مفاهیم مهم اسید و باز



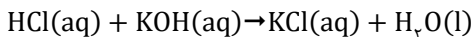
اکسیدهای فلزی که در آب حل شده و یون  $OH^-$  تولید می‌کنند، باز آرنیوس به شمار می‌روند و به آن‌ها اکسید بازی نیز گفته می‌شود. مانند:  $Na_2O$ ،  $K_2O$ ،  $CaO$  و ...



• اکسیدهای نافلزی که در آب حل می‌شوند و یون  $H^+$  تولید می‌کنند، اکسید اسیدی یا اسید آرنیوس محسوب می‌شوند. مانند:  $SO_3$ ،  $SO_2$ ،  $CO_2$ ،  $N_2O_5$  و ...

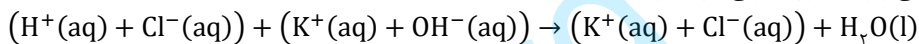
← نکته: یون  $H^+$  (پروتون آزاد) به خاطر چگالی بار الکتریکی زیاد روی حجم کوچک هسته  $H^+$ ، در حالت محلول به وسیله مولکول‌های آب، به شدت آبیوشیده می‌شود و به صورت  $H_3O^+$  (یون هیدرونیوم) نمایش داده می‌شود.  
نکته: یون اکسید در آب به سرعت به یون‌های هیدروکسید تبدیل می‌شود. در این واکنش آب اسید برونستد و یون اکسید باز برونستد است.

واکنش خنثی شدن اسید و باز : ترکیب شدن یون های  $H^+(aq)$  اسید و  $OH^-(aq)$  باز را که منجر به تولید مولکول آب ( $H_2O$ ) می شود گویند.

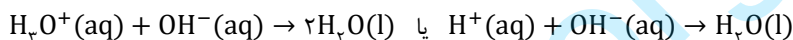


آب + نمک  $\rightarrow$  باز آرنیوس + اسید آرنیوس

واکنش خنثی شدن را می توان به صورت یونی نیز نشان داد :

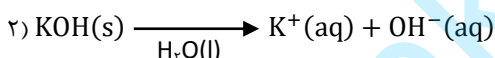
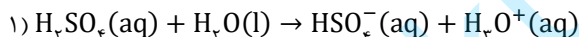


با حذف یون های ناظر (تماشاچی) واکنش خنثی شدن به صورت زیر خلاصه می شود :



**یون ناظر (تماشاچی) :** به آنیون اسید و کاتیون باز که در واکنش خنثی شدن نقشی ندارند، گفته می شود. در مثال فوق، یون های  $K^+$  و  $Cl^-$  یون ناظر (تماشاچی) هستند.

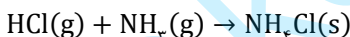
**تفکیک یونی (یونش) :** به فرایندی گفته می شود که طی آن، یک ترکیب خنثی به دو یون با بار الکتریکی مخالف تفکیک می شود. مانند :



مدل اسید و باز آرنیوس دارای محدودیت ها و نارسایی هایی می باشد که عبارتند از :

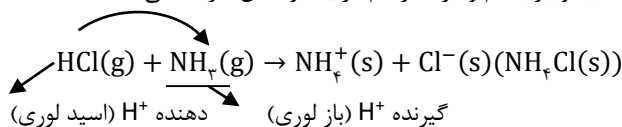
۱- مدل آرنیوس، فقط محدود به محلول های آبی است و در مواردی که آب حلال نیست کاربرد ندارد.

۲- نمی تواند خصلت اسیدی و بازی مواد گازی شکل که در آب حل نشده اند، بیان کند، به عنوان مثال : مدل آرنیوس نمی تواند خصلت اسیدی  $HCl$  و خصلت بازی  $NH_3$  را در واکنش ترکیبی زیر توجیه کند :



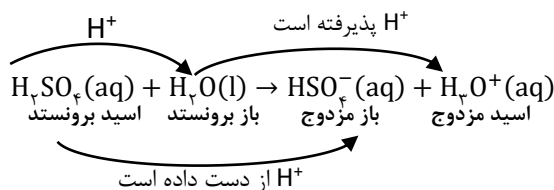
✓ مدل اسید و باز «لوری-برونستد» محدودیت های مدل آرنیوس را ندارد و در فازهای غیر آبی و غیرمحلول نیز توانایی توجیه خصلت اسیدی و بازی اغلب مواد را داراست.

✓ در مدل اسید و باز «لوری-برونستد»، اسید و باز با هم و در کنار هم در یک واکنش شرکت می کنند.

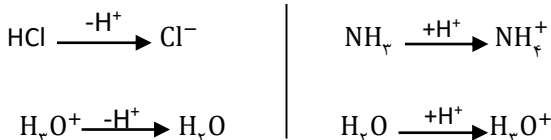


**باز مزدوج :** وقتی اسید برونستد  $H^+$  از دست می دهد، آن چه از اسید برونستد بر جای باقی می ماند، باز مزدوج گفته می شود.

**اسید مزدوج :** هرگاه باز برونستد  $H^+$  بپذیرد، آن چه از باز برونستد پدید می آید، اسید مزدوج گفته می شود.

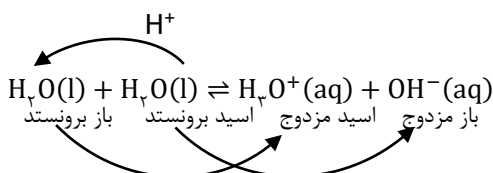


هر جفت اسید و باز مزدوج در یک گروه  $H^+$  با هم تفاوت دارند. مثال :



آب خالص به مقدار جزئی یونش می یابد که به آن معادله خود-یونش آب، گفته می شود.

معادله خود-یونش آب، مثالی از واکنش های اسید و باز است که در آن یک مولکول آب نقش اسید و مولکول دیگر نقش باز برونستد را ایفا می کند.

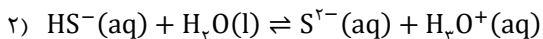
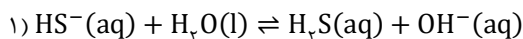


آمفوتر: به مولکول یا یونی گفته می‌شود که در برابر بازها، به عنوان یک اسید و در برابر اسیدها، به عنوان یک باز عمل می‌کند.

معروف‌ترین آمفوترها عبارتند از:  $\text{H}_2\text{O}$ ،  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ،  $\text{Al}_2\text{O}_3$  و اغلب یون‌های منفی دارای H اسیدی از جمله:  $\text{HS}^-$ ،  $\text{HCO}_3^-$ ،  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ،  $\text{HPO}_4^{2-}$

$\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ،

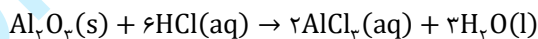
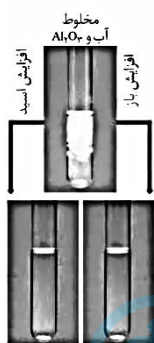
خاصیت آمفوتری  $\text{HS}^-$  و  $\text{H}_2\text{O}$  در دو معادله زیر نشان داده شده است:



\* یون‌های  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  و  $\text{HPO}_4^{2-}$  آمفوتر نیستند و فقط باز برونستد هستند.

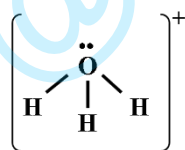
### آلومینیم اکسید:

- $\text{Al}_2\text{O}_3$  آلومینا نام دارد.
- در آب حل نمی‌شود و رسوب شیری رنگ است.
- اکسید آمفوتر است، یعنی هم با اسیدها و هم با بازها واکنش می‌دهد.



### یون هیدرونیوم

- $\text{H}^+$  به علت بالا بودن چگالی بار الکتریکی ناپایدار است و با تشکیل پیوند داتیو با آب هیدرونیوم می‌دهد.
- $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$
- هیدرونیوم حداکثر با ۳ مولکول آب آبپوشی می‌شود.
- از نظر ظاهری شبیه آمونیاک است، یعنی ساختار هرمی دارد.
- در کل  $10 e^-$  و  $11 p$  دارد.



**تست (۱):** کدام عبارت درباره واکنش  $\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$  درست است؟

- (۱)  $\text{H}_3\text{O}^+$  اسید مزدوج  $\text{H}_2\text{O}$  است. (۲)  $\text{NO}_3^-$  باز مزدوج  $\text{H}_3\text{O}^+$  است.  
 (۳)  $\text{H}_2\text{O}$  نقش اسید برونستد را دارد. (۴)  $\text{NO}_3^-$  نقش اسید برونستد را دارد.

### مقایسه قدرت اسیدها و بازها

✓ اسیدها و بازها، قوی و ضعیف دارند. یک اسید ممکن است نسبت به اسید A، قوی‌تر و ممکن است نسبت به اسید B، ضعیف‌تر باشد.  
 ⇐ هر چه اسید یا باز ضعیف‌تر باشد، درجه یونش آن کمتر و به صفر نزدیک‌تر است و هرچه اسید یا باز قوی‌تر باشد، درجه یونش آن بیشتر و به یک نزدیک‌تر است.

نکته: وجود تعداد بیش‌تر H اسیدی در ساختار یک اسید نمی‌تواند معیاری برای سنجش قدرت آن اسید باشد بلکه توانایی آزاد کردن مقدار  $\text{H}^+$  توسط اسید، معیار سنجش خصلت اسیدی آن، می‌باشد.

### (ب) قدرت اسیدها و بازها

اصطلاح یا موضوع	تعریف یا توضیح
درجه تفکیک یونی ( $\alpha$ ) و درصد تفکیک یونی	$\alpha = \frac{\text{تعداد مول های یونیزه شده}}{\text{کل مول های حل شده}}$ و $\%(\alpha \times 100) = \text{درصد تفکیک یونی}$
	برای ماده‌ای با تفکیک یونی کامل، $\alpha = 1$ برای ماده فاقد تفکیک یونی، $\alpha = 0$ هرچه درجه یا درصد تفکیک یونی اسید یا باز بزرگ‌تر باشد، اسید یا باز مربوطه، قوی‌تر است.

<p>یک اسید یک ظرفیتی به فرمول کلی HA، در محلول آبی مطابق معادله زیر یونیزه می‌شود:</p> $\text{HA(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ <p>اگر غلظت مولی محلول را M مول بر لیتر در نظر بگیریم، می‌توان نوشت:</p> $[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = \alpha \cdot M \quad \text{و} \quad [\text{HA}] = (1 - \alpha) \cdot M$	<p>رابطه درجه تفکیک یونی (<math>\alpha</math>) و غلظت مولار محلول</p>
<p>در محلول اسید یک ظرفیتی ضعیف به فرمول کلی HA داریم:</p> $\text{HA(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$ <p>و <math>[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = \alpha \cdot M</math> و <math>[\text{HA}] = (1 - \alpha) \cdot M</math></p> $\Rightarrow K_a = \frac{(\alpha \cdot M) \cdot (\alpha \cdot M)}{(1 - \alpha) \cdot M} \Rightarrow K_a = \frac{\alpha^2 \cdot M}{1 - \alpha}$ <p>هرچه <math>K_a</math> بزرگ‌تر باشد، درصد تفکیک یونی اسید در محلول آبی، بیشتر بوده و اسید قوی‌تر است.</p>	<p>رابطه <math>K_a</math> یک اسید یک ظرفیتی با غلظت مولار محلول و تفسیر <math>K_a</math></p>
<p>یک باز یک ظرفیتی به فرمول کلی BOH، در محلول آب مطابق معادله زیر یونیزه می‌شود:</p> $\text{BOH(aq)} \rightleftharpoons \text{B}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \Rightarrow K_b = \frac{[\text{B}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$ <p>اگر غلظت مولی محلول را M مول بر لیتر در نظر بگیریم، می‌توان نوشت:</p> $[\text{OH}^-] = [\text{B}^+] = \alpha \cdot M \quad \text{و} \quad [\text{BOH}] = (1 - \alpha) \cdot M \Rightarrow K_b = \frac{\alpha^2 \cdot M}{1 - \alpha}$	<p>تعداد یونش یک باز یک ظرفیتی و ثابت تفکیک آن (<math>K_b</math>) و تفسیر <math>pK_b</math> و <math>K_b</math></p>
<ul style="list-style-type: none"> <li>اسیدهایی که می‌توانند دهنده بیش از یک پروتون باشند، «اسیدهای چند پروتون‌دار» نامیده می‌شوند؛ مانند <math>\text{H}_3\text{PO}_4</math>. ثابت تفکیک یونی هر مرحله، نسبت به مرحله پیش از خود کم‌تر می‌شود، زیرا اولاً- تفکیک پروتون اول از مولکول خنثی صورت می‌گیرد، در حالی که پروتون بعدی از یون منفی تفکیک می‌شود. ثانیاً- تولید یون هیدرونیوم مربوط به تفکیک هر مرحله، مطابق اصل لوشاتلیه مانع از پیشرفت مرحله یا مراحل بعدی می‌شود.</li> <li>به جز <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>، در محلول آبی سایر اسیدهای چند پروتون دار، غلظت اسید به صورت مولکولی (تفکیک نشده)، از <math>[\text{H}_3\text{O}^+]</math> بیش‌تر است؛ زیرا سایر اسیدهای چند پروتونی ضعیف هستند و قسمت عمده انحلال آن‌ها در آب، به صورت مولکولی و تفکیک نشده صورت می‌گیرد.</li> <li>در مورد عموم اسیدهای چند پروتون دار، تفکیک یونی اولین مرحله در مقایسه با مرحله بعدی یونش آن‌ها، به قدری بیش‌تر است که می‌توان <math>[\text{H}_3\text{O}^+]</math> در محلول آن‌ها را، صرفاً با در نظر گرفتن مرحله اول یونش آن‌ها (و با صرف نظر کردن از مراحل بعدی یونش) محاسبه نمود.</li> <li>مولکول اسید چند پروتون دار در آب، فقط به عنوان اسید و آنیون تولید شده در آخرین مرحله یونش، فقط به عنوان باز ایفای نقش می‌کند. سایر آنیون‌ها در یک مرحله از یونش، دارای نقش باز و در مرحله بعدی، دارای نقش اسید هستند. به همین دلیل در محلول آبی اسیدهای چند پروتون دار، آنیون‌های مذکور به عنوان آمفوتر معرفی می‌شوند.</li> </ul>	<p>اسیدهای چند پروتون دار</p>
<p>مرحله اول یونش: <math>\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})</math> , <math>K_{a_1} = 7.1 \times 10^{-3}</math></p> <p>مرحله دوم یونش: <math>\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})</math> , <math>K_{a_2} = 6.3 \times 10^{-8}</math></p> <p>مرحله سوم یونش: <math>\text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})</math> , <math>K_{a_3} = 4.1 \times 10^{-13}</math></p> <p>قدرت اسیدی: <math>\text{H}_3\text{PO}_4 &gt; \text{H}_2\text{PO}_4^- &gt; \text{HPO}_4^{2-}</math></p> <p>قدرت بازی: <math>\text{H}_2\text{PO}_4^- &lt; \text{HPO}_4^{2-} &lt; \text{PO}_4^{3-}</math></p> <p>غلظت: <math>\text{H}_3\text{PO}_4 &gt; \text{H}_3\text{O}^+ &gt; \text{H}_2\text{PO}_4^- &gt; \text{HPO}_4^{2-} &gt; \text{PO}_4^{3-}</math></p>	<p>بررسی فسفریک اسید به عنوان نمونه‌ای از اسیدهای چند پروتون‌دار</p>

<p>فقط دارای نقش اسید : <math>H_3PO_4</math></p> <p>فقط دارای نقش باز : <math>PO_4^{3-}</math></p> <p>دارای نقش آمفوتری : <math>H_2PO_4^-</math> , <math>HPO_4^{2-}</math></p> <p>این اسید یکی از پرمصرف ترین اسیدها و مواد شیمیایی در صنعت است. کاربردهای فسفریک اسید: تولید کودهای شیمیایی، به عنوان ماده افزودنی در نوشابه های گازدار، خوراک دام، تصفیه آب، تولید پاک کننده های صابونی و غیر صابونی و داروسازی.</p>	
<p> <math>\left. \begin{matrix} HI \\ HBr \\ HCl \\ H_2SO_4 \\ HNO_3 \end{matrix} \right\} &gt; H_3O^+ &gt; HSO_4^- &gt; HNO_2 &gt; HClO &gt; HBrO &gt; HCN</math> </p>	<p>مقایسه قدرت اسیدی تعدادی از اسیدهای مهم</p>
<p> <math>\left\{ \begin{matrix} I^- \\ Br^- \\ Cl^- \\ HSO_4^- \\ NO_3^- \end{matrix} \right\} &lt; H_2O &lt; SO_4^{2-} &lt; NO_2^- &lt; ClO^- &lt; BrO^- &lt; CN^-</math> </p>	<p>مقایسه قدرت اسیدی بازهای مزدوج تعدادی از اسیدهای مهم</p>

نام اسید	فرمول شیمیایی اسید	نام باز مزدوج	فرمول شیمیایی باز مزدوج
پرکلریک اسید	$HClO_4$	پرکلرات	$ClO_4^-$
هیدرویدیک اسید	$HI$	یون یدید	$I^-$
هیدروبرمیک اسید	$HBr$	یون برمید	$Br^-$
هیدروکلریک اسید	$HCl$	یون کلرید	$Cl^-$
سولفوریک اسید	$H_2SO_4$	یون هیدروژن سولفات	$HSO_4^-$
نیتریک اسید	$HNO_3$	یون نیترات	$NO_3^-$
هیدرونیوم	$H_3O^+$	آب	$H_2O$
یون هیدروژن سولفات	$HSO_4^-$	یون سولفات	$SO_4^{2-}$
نیترو اسید	$HNO_2$	یون نیتريت	$NO_2^-$
هیپوکلرو اسید	$HClO$	هیپوکلریت	$ClO^-$
هیپوبرومو اسید	$HBrO$	هیپوبرمیت	$BrO^-$
هیدروسیانیک اسید	$HCN$	یون سیانید	$CN^-$

**توجه ۱-** برای پاسخ گویی به تست های کنکور، لازم است که ترتیب قدرت اسیدی را در مورد اسیدهای ارائه شده حفظ باشید. با حفظ بودن ترتیب قدرت اسیدی در مورد اسیدها، نیازی به حفظ کردن ترتیب قدرت بازی در مورد بازها نیست، زیرا می دانید که هرچه قدرت اسیدی یک اسید کم تر باشد، قدرت بازی باز مزدوج آن بیش تر است.

**توجه ۲-** از میان اسیدهای معرفی شده در جدول فوق، آمونیاک تنها موردی است که در محلول آبی هرگز به عنوان اسید وارد عمل نمی شود، زیرا قدرت اسیدی خود آب از آن، بیش تر است. در واقع آمونیاک در محلول های آبی، به عنوان یک باز نسبتا ضعیف عمل می کند.

**توجه ۳-** اسیدهای قوی تر از  $H_3O^+$ ، در محلول آبی (تقریبا) به طور کامل یونیزه شده و «اسید قوی» نامیده می شوند.

حفظ بودن اسیدهای قوی (دارای تفکیک یونی کامل در محلول آبی) برای کنکور لازم است. این اسیدها عبارتند از :



**توجه ۴-** سولفوریک اسید، اگرچه جز اسیدهای قوی است، ولی فقط تفکیک یونی مرحله اول آن، کامل است و تفکیک یونی مرحله دوم آن کامل نیست. به عبارت دیگر،  $\text{H}_2\text{SO}_4$  اسید قوی است، اما  $\text{HSO}_4^-$  اسید قوی نیست.

**توجه ۵-** بازهای  $\text{NH}_4^+$  و  $\text{OH}^-$  جز بازهای قوی محسوب می‌شوند. آمونیاک، اگرچه در لیست بازهای جدول فوق، مقام سوم را دارد، اما به هر حال، جز بازهای ضعیف است.

**توجه ۶-** قوی‌ترین اسید و باز موجود در محلول‌های آبی، به ترتیب  $\text{H}_3\text{O}^+$  و  $\text{OH}^-$  می‌باشد.

**توجه ۷-** سولفورو اسید و کربنیک اسید، اسیدهای دو پروتون دار نام‌آشنایی هستند که بیشتر به واسطه نمک‌هایشان شهرت یافته‌اند. این دو اسید ناپایدارند و تا کنون به صورت خالص جدا نشده‌اند. از این رو به جای فرمول‌های شیمیایی آنها بهتر است آنها را به ترتیب با نماد های  $\text{SO}_2(\text{aq})$  و  $\text{CO}_2$  نشان داد.

✓ به طور کلی، اسیدهای معدنی از اسیدهای آلی قوی‌تر هستند.

✓ ترتیب قدرت بازی هیدروکسیدهای فلزی به صورت زیر است :

(۱) در هیدروکسیدهای گروه (۱) و (۲) از بالا به پایین، خصلت بازی افزایش می‌یابد.

قدرت بازی :  $\text{LiOH} < \text{NaOH} < \text{KOH} < \text{RbOH} < \text{CsOH}$

قدرت بازی :  $\text{Be}(\text{OH})_2 < \text{Mg}(\text{OH})_2 < \text{Ca}(\text{OH})_2 < \text{Sr}(\text{OH})_2 < \text{Ba}(\text{OH})_2$

✓ قدرت بازی هیدروکسیدهای فلزی با خصلت فلزی آن‌ها، رابطه مستقیم دارد.

(۲) در جدول تناوبی از چپ به راست، از خصلت بازی هیدروکسیدها کاسته می‌شود. به عنوان مثال :

خصلت بازی :  $\text{NaOH} > \text{Mg}(\text{OH})_2 > \text{Al}(\text{OH})_3$

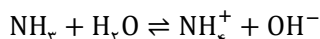
✓ در بین یون‌های منفی حاصل از یونش اسیدهای چند پروتونی، خصلت بازی آنیون، با بار آنیون رابطه مستقیم دارد. زیرا هرچه بار منفی یک آنیون بیش‌تر باشد قدرت جذب  $\text{H}^+$  توسط آن، قوی‌تر است. به عنوان مثال :

قدرت بازی :  $\text{PO}_4^{3-} > \text{HPO}_4^{2-} > \text{H}_2\text{PO}_4^-$  ,  $\text{SO}_4^{2-} > \text{HSO}_4^-$

(آ) بازهای قوی عبارتند از هیدروکسیدهای گروه IA ، IIA ، از Ca به پایین

(ب)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  ،  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  کم حل می‌شوند ولی چون  $\alpha$  زیادی دارند باز قوی محسوب می‌شوند.

(پ) آمونیاک و همه بازهای آلی، باز ضعیف هستند و آمونیاک از بازهای معروف است که محلول‌ترین گازها در آب است.



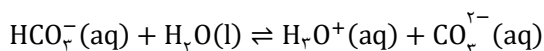
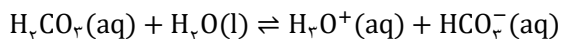
**تست (۲):** در میان گونه‌های شیمیایی  $\text{NO}_3^-(\text{aq})$  ،  $\text{NH}_4^+(\text{aq})$  ،  $\text{HI}(\text{aq})$  ،  $\text{OH}^-(\text{aq})$  و  $\text{HF}(\text{aq})$  ، قوی‌ترین اسید و قوی‌ترین باز به ترتیب

کدامند؟

(۱)  $\text{OH}^-(\text{aq})$  ،  $\text{HF}(\text{aq})$  ،  $\text{NH}_4^+(\text{aq})$  ،  $\text{HI}(\text{aq})$  (۲)

(۳)  $\text{NO}_3^-(\text{aq})$  ،  $\text{HF}(\text{aq})$  ،  $\text{OH}^-(\text{aq})$  ،  $\text{HI}(\text{aq})$  (۴)

**تست (۳):** با توجه به مراحل تفکیک یونی کربنیک اسید که در زیر آمده‌است، گونه ..... نقش آمفوتر را دارد، گونه ..... فقط باز است و غلظت یون ..... از سایر یون‌ها بیش‌تر است.



(۱)  $\text{H}_3\text{O}^+$  ،  $\text{CO}_3^{2-}$  ،  $\text{HCO}_3^-$  (۳)  $\text{HCO}_3^-$  ،  $\text{CO}_3^{2-}$  ،  $\text{H}_3\text{O}^+$  (۱)

(۲)  $\text{H}_3\text{O}^+$  ،  $\text{HCO}_3^-$  ،  $\text{H}_2\text{O}$  (۴)  $\text{HCO}_3^-$  ،  $\text{CO}_3^{2-}$  ،  $\text{H}_2\text{O}$  (۲)

**تست (۴):** در کدام گزینه قدرت بازی درست مقایسه نشده است؟

(۱)  $\text{NaOH} > \text{NaNH}_2$  (۲)  $\text{H}_2\text{PO}_4^- > \text{HPO}_4^{2-}$  (۳)  $\text{SO}_4^{2-} > \text{H}_2\text{O}$  (۴)  $\text{F}^- > \text{H}_2\text{PO}_4^-$

pH آب و محلول های آبی

اصطلاح یا موضوع	تعریف یا توضیح
خود یونش آب	<p>• آب خالص بر اثر «خود-یونش» مقادیر کمی یون های <math>H^+</math> و <math>OH^-</math> تولید می کند.</p> $H_2O(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq) \quad K = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$ <p>از آنجا که <math>[H_2O]</math> (مطابق متن کتاب درسی)، مقداری ثابت در نظر گرفته می شود، می توان نوشت:</p> $K[H_2O]^2 = K_w = [H_3O^+][OH^-]$ <p>• مشخص شده است که در دمای <math>25^\circ C</math>: <math>10^{-14}</math>. <math>K_w = [H_3O^+][OH^-]</math></p> <p>• رابطه <math>[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}</math> علاوه بر آب خالص در مورد کلیه محلول های آبی نیز مورد استفاده قرار می گیرد. بنابراین، با معلوم بودن <math>[H_3O^+]</math> در محلول آبی، <math>[OH^-]</math> هم معلوم می شود و بالعکس.</p> <p>• تفکیک یونی آب فرایندی گرماگیر است، پس هر چه دما بیشتر شود، بر طبق اصل لوشاتلیه، تفکیک یونی آن کامل تر و غلظت یون های <math>H^+</math> و <math>OH^-</math> در آن، به یک نسبت بیشتر می شود.</p>
تعریف و مفهوم pH و pOH و رابطه میان آن ها	<p>pH مقیاسی برای مشخص کردن غلظت یون هیدرونیوم در آب و محلول های آبی است. مطابق تعریف:</p> $pH = -\log [H_3O^+]$ <p>pOH مقیاسی برای مشخص کردن غلظت یون هیدروکسید در آب و محلول های آبی است. مطابق تعریف:</p> $pOH = -\log [OH^-]$ <p>می توان ثابت کرد که در دمای <math>25^\circ C</math>:</p> $pH + pOH = 14$
pH آب خالص و تغییرات آن	<p>• با توجه به تعادل خود یونش آب:</p> $H_2O(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$ <p>بنابراین در دمای <math>25^\circ C</math>، برای آب خالص <math>pH=7</math> است.</p> <p>اگر دما افزایش یابد، طبق اصل لوشاتلیه، تعادل خود یونش آب در جهت رفت جابه جا شده و غلظت هر یک از یون های <math>H^+</math> و <math>OH^-</math> در آن، به یک نسبت بیشتر می شود. به این ترتیب، در آب خالص در دماهای بالاتر از <math>25^\circ C</math>، pH کم تر از 7 و در دماهای پایین از <math>25^\circ C</math>، pH بیش تر از 7 می باشد. اما در عین حال، آب خالص در هر دمایی هم چنان خنثی است. زیرا شرایط خنثی بودن، برابر بودن غلظت یون های <math>H^+</math> و <math>OH^-</math> است.</p>
محدوده تغییرات pH و اسیدی یا بازی یا خنثی بودن محلول	<p>• محدوده pH در محلول های آبی، معمولاً بین عددهای صفر تا 14 است.</p> <p>• هر چه غلظت <math>H^+</math> بیش تر باشد، pH محلول کم تر است و بالعکس.</p> <p>• در دمای <math>25^\circ C</math>، <math>pH &lt; 7</math> به معنی اسیدی بودن محلول است و هر چه pH کم تر باشد، محلول اسیدی تر است.</p> <p>• در دمای <math>25^\circ C</math>، <math>pH &gt; 7</math> به معنی بازی بودن محلول است و هر چه pH بزرگ تر باشد، محلول بازی تر است.</p>

✓ با توجه به گرماگیر بودن فرایند خود یونش آب در جهت رفت، هر چه دما بالاتر رود، تعادل در جهت رفت جابه جا می شود. بنابراین:

$25^\circ C$  در دمای بالاتر از  $25^\circ C$ :  $[H^+] > 10^{-7}$ ,  $[OH^-] > 10^{-7}$ ,  $K_w > 10^{-14}$   
 $pH < 7$ ,  $pOH < 7$

$25^\circ C$  در دمای کمتر از  $25^\circ C$ :  $[H^+] < 10^{-7}$ ,  $[OH^-] < 10^{-7}$ ,  $K_w < 10^{-14}$

تذکر - با اینکه pH آب خالص فقط در دمای  $25^\circ C$  برابر هفت بوده و در سایر دماها، کم تر یا بیش تر از هفت است، اما آب خالص در هر دمایی خنثی است، زیرا شرایط خنثی بودن، برابری غلظت یون های  $H_3O^+$  و  $OH^-$  است و در آب خالص، در هر دمایی  $[H^+] = [OH^-]$  می باشد.

تذکر -  $[H_3O^+] = \sqrt{K_w}$  در آب خالص در هر دمایی

الکتروود صفحه‌ی نمایشگر



## روش‌های اندازه‌گیری pH:

۱- pH سنجهای دیجیتالی: روش بسیار دقیقی برای اندازه‌گیری غلظت یون هیدرونیوم موجود در یک محلول وجود دارد که به کمک pH سنجهای دیجیتالی انجام می‌گیرد. این pH سنجهای، با تقویت ولتاژ کوچکی که با وارد کردن الکتروود دستگاه درون محلول ایجاد می‌شود و نمایش نتیجه روی صفحه نمایشگر، مقدار pH آن محلول را مشخص می‌کنند.

۲- شناساگرها: دسته‌ای از ترکیب‌های رنگی محلول در آب هستند که در pH های مختلف، رنگ‌های گوناگون دارند. با کمک محلول این مواد رنگی که شناساگرهای اسید-باز نامیده شده‌اند، می‌توان pH تقریبی یک محلول را اندازه‌گیری یا تغییرات pH را آشکار کرد. لیتموس، فنول فتالیین و متیل نارنجی، از جمله مهم‌ترین شناساگرهای اسید-باز هستند. در جدول زیر مهم‌ترین شناساگرها در محیط‌های اسیدی و بازی نشان داده شده‌است.

شناساگر	رنگ در محیط اسیدی	رنگ در محیط بازی
متیل سرخ	سرخ	زرد
فنول فتالیین	بی‌رنگ	ارغوانی

تذکر: آب کلم سرخ به عنوان یک شناساگر اسید و باز عمل می‌کند. رنگ آن در محیطی با  $\text{pH}=1$  قرمز، در محیطی با  $\text{pH}=4$  صورتی، در محیطی با  $\text{pH}=7$  بنفش، در محیطی با  $\text{pH}=10$  سبز و در محیطی با  $\text{pH}=13$  زرد است.

تذکر: شیر و گوجه فرنگی خاصیت اسیدی دارند.

$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \quad \text{یا} \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$ $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \quad \text{یا} \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$	در محلول‌های آبی: در محلول یک اسید: $[\text{H}^+] = \alpha \cdot M \Rightarrow \text{pH} = -\log \alpha \cdot M \quad \text{یا} \quad \alpha \cdot M = 10^{-\text{pH}}$	روابط میان $\text{pH}$ ، $\text{pOH}$ ، $[\text{H}^+]$ ، $[\text{OH}^-]$ و $M$ (غلظت مولار محلول)
$[\text{OH}^-] = \alpha \times n \times M \Rightarrow \text{pOH} = -\log \alpha \times n \times M \quad \text{یا} \quad \alpha \times n \times M = 10^{-\text{pOH}}$	در این حالت تعداد مول $\text{H}^+$ را در محلول حاصل، از رابطه زیر به دست آورده و از آنجا، غلظت $\text{H}^+$ و $\text{pH}$ محلول را محاسبه می‌کنیم: تعداد مول $\text{H}^+$ در محلول دومی + تعداد مول $\text{H}^+$ در محلول اولی = تعداد مول $\text{H}^+$ در محلول نهایی	$[\text{H}^+] = \frac{\text{تعداد مول } \text{H}^+}{\text{حجم محلول (به لیتر)}} \quad \text{و} \quad \text{pH} = -\log[\text{H}^+]$
$[\text{OH}^-] = \alpha \times n \times M \Rightarrow \text{pOH} = -\log \alpha \times n \times M \quad \text{و} \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH}$	در این حالت تعداد مول $\text{OH}^-$ در محلول حاصل را از رابطه زیر به دست آورده و از آنجا، غلظت $\text{OH}^-$ و $\text{pOH}$ و در نهایت، $\text{pH}$ محلول را محاسبه می‌کنیم: تعداد مول $\text{OH}^-$ در محلول دومی + تعداد مول $\text{OH}^-$ در محلول اولی = تعداد مول $\text{OH}^-$ در محلول نهایی	$[\text{OH}^-] = \frac{\text{تعداد مول } \text{OH}^-}{\text{حجم محلول (به لیتر)}} \quad \text{و} \quad \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \quad \text{و} \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH}$
در این حالت پس از محاسبه تعداد مول $\text{H}^+$ اسید و تعداد مول $\text{OH}^-$ باز، با یکی از ۳ حالت زیر مواجه می‌شویم: ۱) خنثی) $\text{pH}=7 \Rightarrow$ تعداد مول $\text{OH}^-$ باز = تعداد مول $\text{H}^+$ اسید ۲) اسیدی) $\text{pH}<7 \Rightarrow$ تعداد مول $\text{OH}^-$ باز > تعداد مول $\text{H}^+$ اسید در این حالت برای محاسبه $\text{pH}$ محلول نهایی، تعداد مول $\text{H}^+$ باقی‌مانده را با کم کردن تعداد مول $\text{OH}^-$ مربوط به باز از تعداد مول $\text{H}^+$ مربوط به اسید محاسبه کرده و از آن جا $[\text{H}^+]$ و $\text{pH}$ را محاسبه می‌کنیم. ۳) بازی) $\text{pH}>7 \Rightarrow$ تعداد مول $\text{OH}^-$ باز < تعداد مول $\text{H}^+$ اسید در این حالت برای محاسبه $\text{pH}$ محلول نهایی، تعداد مول $\text{OH}^-$ باقی‌مانده را با کم کردن تعداد مول $\text{H}^+$ مربوط به اسید از تعداد مول $\text{OH}^-$ مربوط به باز محاسبه کرده و از آن جا $[\text{OH}^-]$ و $\text{pOH}$ و در نهایت، $\text{pH}$ را محاسبه می‌کنیم.	$[\text{H}^+] = \frac{\text{تعداد مول } \text{H}^+}{\text{حجم محلول (به لیتر)}} \quad \text{و} \quad \text{pH} = -\log[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-] = \frac{\text{تعداد مول } \text{OH}^-}{\text{حجم محلول (به لیتر)}} \quad \text{و} \quad \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \quad \text{و} \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH}$



مسائل pH و غلظت محلول‌ها

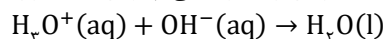
<p>مسئله ۱: در ۲۰۰ mL محلول نیتریک اسید ۰/۰۲ مول <math>\text{HNO}_3</math> به صورت محلول وجود دارد. pH محلول را محاسبه کنید.</p> <p>پاسخ:</p> $M = \frac{0/02}{0/2} = 0/1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = -\log(\alpha \cdot M) = -\log(1 \times 0/1) = 1$	
<p>مسئله ۲: ۱۶ گرم HF را در مقدار کمی آب حل کرده و با افزودن آب، حجم محلول را به ۴ لیتر می‌رسانیم. اگر درصد یونش HF در محلول، ۰/۵٪ و دمای محلول، <math>25^\circ\text{C}</math> باشد، pH محلول چقدر است؟ (<math>\text{HF}=20</math>)</p> <p>پاسخ:</p> $M = \frac{16}{4} = 0/2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $\text{pH} = -\log(\alpha \cdot M) = -\log(0/05 \times 0/2) = 2$	<p>تیپ ۱: محاسبه pH محلول اسید با معلوم بودن غلظت اسید</p>
<p>مسئله ۳: ۰/۸ گرم NaOH را در مقدار کمی آب حل کرده و با افزودن آب، حجم محلول را به ۴۰۰ میلی لیتر می‌رسانیم. pH محلول چقدر است؟ (<math>\text{NaOH}=40</math>)</p> <p>پاسخ:</p> $M = \frac{0/8}{400} = 0/002 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $\text{pOH} = \log 0/002 = 2 - \log 2$ $\text{pOH} = 2 - 1 + \log 2 = 1/3 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 1/3 = 13/7$	<p>تیپ ۲: محاسبه pH محلول باز با معلوم بودن غلظت باز</p>
<p>مسئله ۴: برای تهیه ۵ لیتر محلول آمونیاک با <math>\text{pH}=11</math> و <math>\alpha=0/1</math>، چند مول <math>\text{NH}_3</math> لازم است؟ (دمای محلول <math>25^\circ\text{C}</math>)</p> <p>پاسخ:</p> $\text{pH}=11 \Rightarrow \text{pOH}=14-11=3$ $\alpha \cdot M = 10^{-\text{pOH}} \Rightarrow 0/1 \times M = 10^{-3} \Rightarrow M = 0/1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $\text{تعداد مول } \text{NH}_3 \text{ لازم} = 5\text{L} \times 0/1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0/5 \text{ mol}$	
<p>مسئله ۵: در محلولی با <math>\text{pH}=3</math> و دمای <math>25^\circ\text{C}</math>، <math>[\text{H}^+]</math> چند برابر <math>[\text{OH}^-]</math> است؟</p> <p>پاسخ:</p> $\text{pH}=3 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-3} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11}$ $\Rightarrow \frac{[\text{H}^+]}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-3}}{10^{-11}} = 10^{+8}$	<p>تیپ ۳: رابطه pH با <math>[\text{H}^+]</math> و <math>[\text{OH}^-]</math> و <math>K_w</math></p>
<p>مسئله ۶: در محلولی از اتانویک اسید که در آن غلظت یون <math>\text{H}^+</math>، <math>10^5</math> برابر غلظت یون <math>\text{OH}^-</math> بوده و <math>10^{-13}</math> است، <math>K_w=10^{-14}</math> چقدر است؟</p> <p>پاسخ:</p> $\frac{[\text{H}^+]}{[\text{OH}^-]} = 10^{+5} \Rightarrow \frac{[\text{H}^+]}{10^{-13}} = 10^{+5} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $\Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 10^{-4} = 4$	

مسائل pH و ثابت یونش

<p>مسئله ۱: ثابت یونش اسید HA که غلظت آن <math>10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}</math> و درصد یونش آن در محلول ۲۰٪ است، چقدر است؟ پاسخ:</p> $K_a = \frac{\alpha^2 \cdot M}{1 - \alpha} = \frac{(0.2)^2 \times 10^{-2}}{1 - 0.2} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	
<p>مسئله ۲: در محلولی از اتانویک اسید با <math>K_a = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}</math>، درجه یونش تقریباً چقدر است؟ پاسخ: با توجه به مقدار خیلی کم <math>K_a</math>، می توان نتیجه گرفت که تفکیک یونی اسید در محلول، بسیار کم بوده و می توان تقریب کرد: <math>1 - \alpha \approx 1</math></p> $K_a = \frac{\alpha^2 \cdot M}{1 - \alpha} \approx \alpha^2 \cdot M \Rightarrow 10^{-5} = \alpha^2 \times 0.1 \Rightarrow \alpha = 0.01$	<p>تیپ ۱: محاسبه ثابت یونش با معلوم بودن غلظت و درجه یونش</p>
<p>مسئله ۳: pH محلولی از آمونیاک با <math>K_b = 10^{-5}</math>، <math>M = 0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}</math> تقریباً چقدر است؟ (دما = ۲۵°C) پاسخ:</p> $K_b = \frac{M\alpha}{1 - \alpha} \approx M\alpha \Rightarrow 10^{-5} = 0.1 \times \alpha \Rightarrow \alpha = 10^{-4}$ $[\text{OH}^-] = M\alpha = 0.1 \times 10^{-4} = 10^{-5}$ $\Rightarrow \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 5$ $\Rightarrow \text{pH} = 14 - 5 = 9$	<p>تیپ ۲: محاسبه ثابت یونش اسید با معلوم بودن pH محلول و غلظت آن</p>

محاسبات استوکیومتری در واکنش های خنثی شدن:

پیش از این بیان کردیم که در واکنش های خنثی شدن اسید و باز، واکنش اصلی، پس از حذف یون های ناظر به صورت مقابل است:



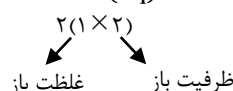
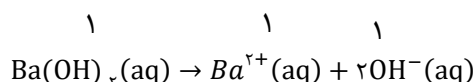
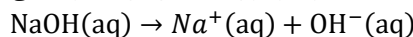
با توجه به واکنش فوق، هر مول  $\text{H}_3\text{O}^+$  ناشی از تفکیک اسید، برای خنثی شدن کامل، احتیاج به یک مول  $\text{OH}^-$  دارد که باید توسط باز تامین شود. بنابراین می توانیم بنویسیم:

تعداد مول  $\text{OH}^-$  در محلول بازی = تعداد مول  $\text{H}_3\text{O}^+$  در محلول اسیدی

$$\text{غلظت مولی (M)} = \frac{\text{مول}}{\text{حجم بر حسب لیتر}} = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \times V$$

$$\text{حجم باز} \times \text{غلظت } \text{OH}^- = \text{حجم اسید} \times \text{غلظت } \text{H}_3\text{O}^+$$

برای به دست آوردن غلظت  $\text{OH}^-$  در محلول باز، باید غلظت باز و ظرفیت باز را داشته باشیم. هر مول NaOH، یک مول  $\text{OH}^-$  را در آب تولید می کند ولی هر مول باز دو ظرفیتی مانند  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  پس از تفکیک کامل، دو مول  $\text{OH}^-$  را در آب تولید می کند.



$$\Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{ظرفیت اسید} \times \text{غلظت اسید} = \text{غلظت } H_3O^+ \\ M_{\text{اسید}} \times n_{\text{اسید}} \end{array} \right. \quad \left\{ \begin{array}{l} n_{HCl} = 1 \\ n_{H_2SO_4} = 2, n_{H_3PO_4} = 3 \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{ظرفیت باز} \times \text{غلظت باز} = \text{غلظت } OH^- \\ M_{\text{باز}} \times n_{\text{باز}} \end{array} \right. \quad \left\{ \begin{array}{l} n_{NaOH} = 1 \\ n_{Ca(OH)_2} = 2, n_{Al(OH)_3} = 3 \end{array} \right.$$

بنابراین با توجه به توضیحات بالا می‌توانیم بنویسیم :

$$\text{حجم باز} \times \text{ظرفیت باز} \times \text{غلظت باز} = \text{حجم اسید} \times \text{ظرفیت اسید} \times \text{غلظت اسید}$$

$$M_a \times n_a \times V_a = M_b \times n_b \times V_b$$


مثال ۱: ۲۰ میلی متر محلول HCl با pH=۲، چند میلی لیتر محلول ۰/۰۱ مولار NaOH را خنثی می‌کند؟

$$pH = 2 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2} \quad \checkmark \text{ پاسخ:}$$

$$\left. \begin{array}{l} [H_3O^+] = M \cdot \alpha \\ \alpha_{HCl} = 1 \end{array} \right\} \Rightarrow M_{HCl} = 10^{-2}$$

$$M_{HCl} \times V_{HCl} \times n_{HCl} = M_{NaOH} \times V_{NaOH} \times n_{NaOH}$$

$$\Rightarrow 10^{-2} \times 20 \times 1 = 0/01 \times V \times 1 \Rightarrow V_{NaOH} = 20 \text{ mL}$$

خنثی شدن اسید-باز و مسایل مربوط به آن 

در مسایل خنثی شدن اسید-باز، اگر برای محلول اسید یا باز، pH مطرح شود، با استفاده از روابط مربوطه، ابتدا غلظت مولار محلول را به دست آورده و سپس با تکیه بر رابطه برابری نسبت مول به ضریب استوکیومتری برای اسید و باز، مسئله را حل می‌کنیم.

مسئله ۵: برای خنثی شدن ۴۰ میلی لیتر محلول نیتریک اسید با pH=۱ چند میلی لیتر محلول سود با pH=۱۲ مصرف می‌شود؟  
پاسخ:

$$HNO_3 : pH = 1 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[H_3O^+] = M\alpha = M \times 1 \Rightarrow M = 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$NaOH : pH = 12 \Rightarrow pOH = 2 \Rightarrow [OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[OH^-] = Mn\alpha = M \times 1 \times 1 \rightarrow M = 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$M_1 V_1 n_1 = M_2 V_2 n_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 40 \times 1 = 10^{-2} \times V_2 \times 1 \Rightarrow V_2 = V_{NaOH} = 400 \text{ mL}$$

تیپ ۴: مطرح شدن pH محلول اسید قوی و باز قوی یک ظرفیتی

مسئله ۶: ۱۰۰ میلی لیتر از محلول ۰/۰۲ مولار یک اسید در واکنش با ۶۰ میلی لیتر محلول سود با pH=۱۳ به طور کامل خنثی می‌شود. ظرفیت اسید چیست؟  
پاسخ:

$$NaOH: pH = 13 \Rightarrow pOH = 1 \Rightarrow [OH^-] = 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[OH^-] = Mn\alpha = 10^{-1} = M \times 1 \times 1 \rightarrow M = 10^{-1}$$

$$M_1 V_1 n_1 = M_2 V_2 n_2$$

$$\Rightarrow 0/02 \times 100 \times n_1 = 10^{-1} \times 60 \times 1 \Rightarrow n_1 = 3$$

<p><b>مسئله ۷:</b> برای خنثی شدن ۲۰۰ میلی لیتر محلول اتانویک اسید با <math>\text{pH}=3</math> و <math>\alpha=0.2</math>، چند گرم سدیم هیدروکسید مصرف می‌شود؟</p> <p>پاسخ:</p> <p><math>\text{NaOH}=40</math></p> <p><math>\text{CH}_3\text{COOH} \Rightarrow n = 1</math></p> <p><math>\text{pH} = 3 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} = \text{M}\alpha = \text{M} \times 0.2 \times 10^{-2}</math></p> <p><math>\rightarrow \text{M} = \frac{10^{-3}}{0.2 \times 10^{-2}} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}</math></p> <p><math>200 \text{ mL CH}_3\text{COOH} \times \frac{5 \times 10^{-2} \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1000 \text{ mL CH}_3\text{COOH}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} \times \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}}</math></p> <p><math>= 4 \text{ g NaOH}</math></p>	<p>تیپ ۵:</p>
<p><b>مسئله ۸:</b> برای خنثی شدن ۵ لیتر محلول باریم هیدروکسید با <math>\text{pH}=13</math> چند مول <math>\text{HCl}</math> لازم است؟</p> <p>پاسخ:</p> <p><math>\text{Ba(OH)}_2 : \text{pH} = 13 \Rightarrow \text{pOH} = 1</math></p> <p><math>[\text{OH}^-] = 10^{-1} = \text{M}n\alpha = \text{M} \times 2 \times 1 \rightarrow \text{M} = \frac{10^{-1}}{2} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}</math></p> <p><math>\text{Ba(OH)}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}</math></p> <p><math>5000 \text{ mL (Ba(OH)}_2) \times \frac{5 \times 10^{-2} \text{ mol Ba(OH)}_2}{1000 \text{ mL Ba(OH)}_2} \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Ba(OH)}_2} = 0.5 \text{ mol HCl}</math></p>	
<p><b>مسئله ۹:</b> برای خنثی شدن ۲۰ میلی لیتر محلول نیتریک اسید ۰/۴ مول بر لیتر، ۸۰۰ میلی لیتر محلول کلسیم هیدروکسید مصرف می‌شود. <math>\text{pH}</math> محلول کلسیم هیدروکسید را محاسبه کنید.</p> <p>پاسخ:</p> <p><math>M_1 V_1 n_1 = M_2 V_2 n_2</math></p> <p><math>0.4 \times 20 \times 1 = M_2 \times 800 \times 2</math></p> <p><math>\Rightarrow M_{\text{Ca(OH)}_2} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}</math></p> <p><math>[\text{OH}^-] = \text{M}n\alpha = 5 \times 10^{-3} \times 2 \times 1 = 10^{-2} \Rightarrow \text{pOH} = 2 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 2 = 12</math></p>	<p>تیپ ۶: مطرح شدن <math>\text{pH}</math> محلول باز قوی دو ظرفیتی</p>
<p><b>مسئله ۱۰:</b> برای خنثی شدن محلول حاصل از حل شدن ۵/۶g پتاسیم هیدروکسید در مقداری آب، ۲۰۰ ml محلول سولفوریک اسید مصرف می‌شود. <math>\text{pH}</math> محلول اسید را محاسبه کنید. (درصد یونش <math>\text{HSO}_4^-</math> در محلول را ۲۵٪ در نظر بگیرید) (<math>\text{KOH} = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}</math>، <math>\log 2 = 0.3</math>)</p> <p>پاسخ:</p> <p><math>2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}</math></p> <p><math>5.6 \text{ g KOH} \times \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol KOH}} = 0.05 \text{ mol H}_2\text{SO}_4</math></p> <p><math>\Rightarrow \text{M} = \frac{0.05}{0.2} = 0.25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}</math></p> <p><math>[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{M}(1 + \alpha) = 0.25(1 + 0.25) = \frac{5}{16} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}</math></p> <p><math>\text{pH} = -\log \frac{5}{16} = \log 16 - \log 5 = 4 \log 2 + \log 2 - \log 5 = 4 \times 0.3 + 0.3 - 1 = 0.5</math></p>	<p>تیپ ۷: مطرح شدن <math>\text{pH}</math> محلول سولفوریک اسید</p>
<p><b>مسئله ۱۱:</b> برای خنثی شدن ۱/۵ لیتر محلول سود با <math>\text{pH}=13</math>، ۵۰۰ میلی لیتر محلول فسفریک اسید مصرف می‌شود. <math>\text{pH}</math> محلول فسفریک اسید را محاسبه کنید. (درصد یونش <math>\text{H}_2\text{PO}_4^-</math> در محلول را ۲٪ در نظر بگیرید.)</p>	<p>تیپ ۸: مطرح شدن <math>\text{pH}</math> محلول یک اسید چند پروتون دار ضعیف</p>

پاسخ :

در اسیدهای چند پروتون دار ضعیف ، می توان  $[H_3O^+]$  در محلول آن ها را با  $[H_3O^+]$  مربوطه به یونش مرحله اول آن ها تقریباً برابر در نظر گرفت. زیرا  $H_3O^+$  حاصل از یونش مراحل بعدی تفکیک آن ها در مقایسه با یونش مرحله اول ناچیز است.

NaOH :  $pH = 13 \Rightarrow pOH = 1$   
 $[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-1} = 0.1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$   
 $[OH^-] = Mn\alpha = M \times 1 \times 1 \rightarrow M = 0.1$   
 $M_1 V_1 n_1 = M_2 V_2 n_2$   
 $\Rightarrow 0.1 \times 1000 \times 1 = M_2 \times 500 \times 3 \Rightarrow M_{H_3PO_4} = 0.1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

**تست (۵):** اگر در یک اسید ضعیف یک ظرفیتی با  $pH=2.7$  درصد تفکیک یونی برابر ۱ باشد، ۱۰۰ میلی لیتر از این اسید چند گرم سدیم کربنات را خنثی می کند ؟ ( $Na = 23, C = 12, O = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

- ۰/۱۶ (۱)      ۰/۲۲ (۲)      ۱/۰۶ (۳)      ۲/۰۲ (۴)

**تست (۶):** برای تهیه ۲۰۰ mL محلول HCl با  $pH=2$  چند میلی لیتر محلول HCl با  $pH=1$  لازم است و محلول تهیه شده با چند میلی لیتر سود ۰/۰۲ مولار خنثی می شود ؟ (از راست به چپ بخوانید)

- ۲۰۰ و ۱۰ (۱)      ۲۰۰ و ۲۰ (۲)      ۱۰۰ و ۲۰ (۳)      ۱۰۰ و ۱۰۰ (۴)

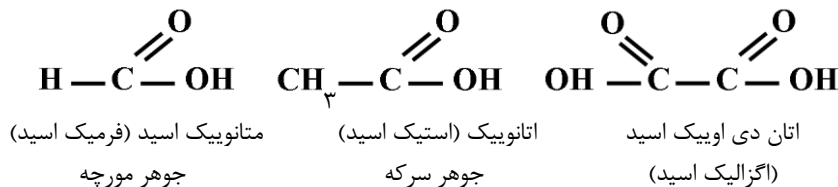
### اسیدها و بازهای آلی

کربوکسیلیک اسیدها (آلکانوئیک اسیدها)

کربوکسیلیک اسیدها با فرمول عمومی  $R-COOH$  ، دسته ای از ترکیبات آلی با خاصیت اسیدی ضعیف هستند. در این فرمول R، اتم H یا گروه آلکیل می باشد.



روش نام گذاری کربوکسیلیک اسیدها : نام آلکان هم کربن با زنجیر اصلی + اویک اسید  
 نکته : در نام گذاری، گروه  $-COOH$  جزء زنجیر اصلی محسوب می شود.  
 نام آشناترین کربوکسیلیک اسیدها عبارتند از :



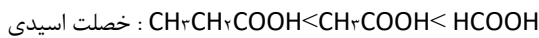
### نام گذاری کربوکسیلیک اسیدها :

برای نام گذاری این اسیدها از پسوند «وئیک» به دنبال نام آلکان هم کربن با اسید استفاده می شود (آلکانوئیک اسید). در مورد مشتقات هالوژن دار این ترکیبها، نام هالوژن (یا هالوژن ها) با پسوند «و» قبل از نام آلکانوئیک اسید ذکر می شود. در صورتیکه تعداد اتم هالوژن بیش از یک عدد باشد، تعداد آن را با استفاده از یکی از پیشوندهای «دی یا تری و ...» مشخص می کنیم.

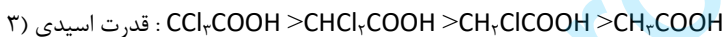
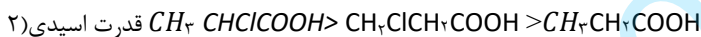
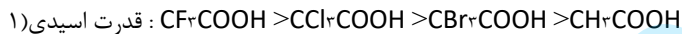


کربوکسیلیک اسیدهای سبک (حداکثر تا ۵ اتم کربن)، به خوبی در آب حل می شوند ولی با افزایش طول زنجیر کربنی از انحلال پذیری و قدرت اسیدی آن ها، کاسته می شود.

- ✓ قدرت اسیدی آلکانوئیک اسیدها، به میزان قطبیت پیوند O—H در عامل کربوکسیل بستگی دارد و هر عاملی که میزان این قطبیت را افزایش دهد، به جدا شدن  $H^+$  کمک کرده و سبب افزایش خصلت اسیدی ترکیب می‌شود.
  - ✓ می‌توان دو عامل اصلی زیر را، مهم‌ترین عوامل موثر بر خصلت اسیدی کربوکسیلیک اسیدها دانست.
- ۱- هرچه تعداد گروه‌های آلکیل موجود در اسید و طول زنجیر هیدروکربنی کم‌تر باشد، اسید قوی‌تر است. مثال :

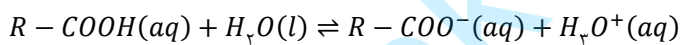


- ۲- هرچه گروه‌های هالوژن موجود در ساختار اسید، الکترون‌گاتیوتر باشند یا تعداد بیش‌تری داشته باشند و یا به عامل کربوکسیل نزدیک‌تر باشند، قدرت اسیدی، بیشتر است. مثال :

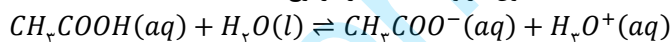


- یادآوری :** قدرت یک اسید، معیاری برای تعیین میزان پایداری باز مزدوج آن در نظر گرفته می‌شود. بنابراین بازهای مزدوج حاصل از اسیدهای قوی‌تر، پایدارترند و قدرت بازی ضعیف‌تری دارند.

- معادله تفکیک یونی کربوکسیلیک اسیدها، به صورت زیر است :



یون کربوکسیلات (باز مزدوج)



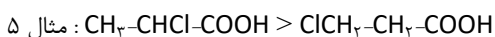
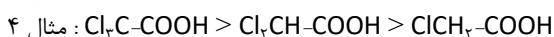
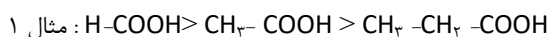
اتانویک اسید

اتانوات

- کربن کم‌تر  $\Leftarrow$  قدرت اسیدی بیش‌تر  $\Leftarrow$  (مثال ۱)
- وجود هالوژن روی زنجیر کربنی  $\Leftarrow$  افزایش قدرت اسیدی  $\Leftarrow$  (مثال ۲)
- وجود هالوژن الکترون‌گاتیوتر روی زنجیر کربنی  $\Leftarrow$  بیش‌تر شدن قدرت اسیدی  $\Leftarrow$  (مثال ۳)
- وجود تعداد هالوژن بیش‌تر روی زنجیر کربنی  $\Leftarrow$  افزایش قدرت اسیدی  $\Leftarrow$  (مثال ۴)
- نزدیک‌تر بودن هالوژن به گروه کربوکسیل  $\Leftarrow$  افزایش قدرت اسیدی  $\Leftarrow$  (مثال ۵)

برخی از عوامل تاثیرگذار  
در خاصیت اسیدی  
کربوکسیلیک اسیدها

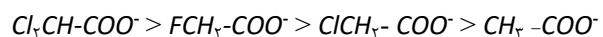
- مثال‌های اساسی در زمینه مقایسه قدرت اسیدی :



تذکر : قدرت اسیدی  $Cl_2CH-COOH$  بیش‌تر از قدرت اسیدی  $FCH_2COOH$  است.

- هرچه قدرت اسیدی این ترکیب‌ها بیش‌تر باشد، آنیون حاصل از یونش آن‌ها (همان باز مزدوج آن‌ها) پایدارتر و دارای قدرت بازی کم‌تری است و برعکس.

مثال : (مقایسه پایداری)



نکاتی درباره اگزالیک اسید یا همان اتان دی اویک اسید:

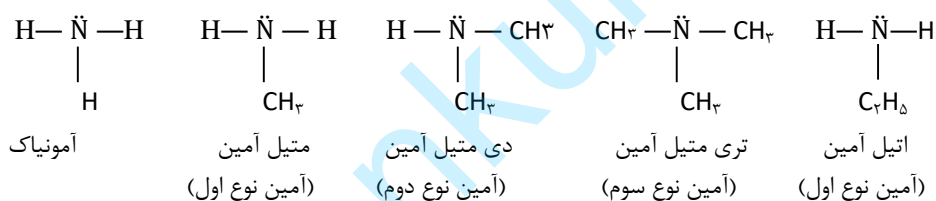
- ۱- اتان دی اویک اسید یک کربوکسیلیک اسید دوعاملی است یعنی دو گروه کربوکسیل دارد.
- ۲- فرمول مولکولی آن  $C_2H_2O_4$  می‌باشد.
- ۳- در ساختار آن ۹ پیوند کوالانسی وجود دارد.
- ۴- دارای دو هیدروژن اسیدی (دو هیدروژن متصل به اکسیژن) است.
- ۵- به جوهر ترشک معروف است.
- ۶- ریواس و اسفناج دارای اگزالیک اسیدند.
- ۷- نمک‌های آن اگزالات نام دارند و کلسیم اگزالات از سازنده‌های اصلی سنگ کلیه است.

نکاتی درباره بنزویک اسید:

- ۱- یک کربوکسیلیک اسید یک عاملی آروماتیک است
- ۲- در تمشک و پوسته ی برخی درختان یافت می شود.
- ۳- از این اسید و برخی نمک های آن به عنوان محافظ مواد غذایی و ضد اکسایش استفاده می شود.
- ۴- فرمول مولکولی آن  $C_7H_6O_2$  است.

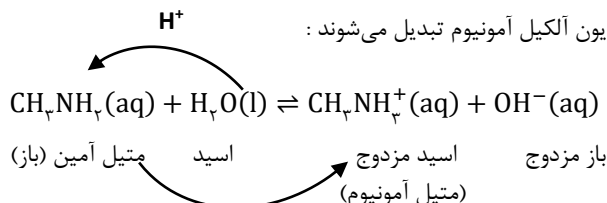
### آمونیاک و آمین ها (بازهای آلی)

✓ آمین ها، دسته ای از ترکیب های آلی هستند که شباهت زیادی به آمونیاک دارند. آمین ها را از جایگزین کردن یک، دو یا سه اتم H آمونیاک، به وسیله گروه های آلکیل به دست می آورند. مثال :



- ✓ آمونیاک و آمین ها، جزو بازهای ضعیف به شمار می آیند. هر چند که خصلت بازی آمین ها از آمونیاک قوی تر است.
- ✓ علت خاصیت بازی آمونیاک و آمین ها؛ وجود جفت الکترون آزاد روی اتم N است که می تواند با یک گروه  $H^+$  از طریق داتیو، پیوند تشکیل دهد. (گیرنده  $H^+$  باز برونستد است).

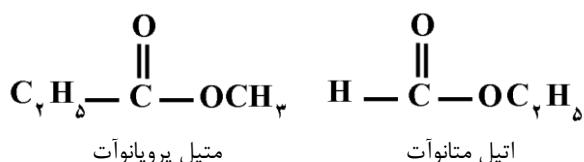
✓ آمین ها با پذیرفتن یک پروتون، به یون آلکیل آمونیوم تبدیل می شوند :



- ✓ هر چه گروه های آلکیل متصل به اتم N در آمین ها، بزرگ تر و تعداد بیش تری داشته باشند، بر قدرت بازی آمین، می افزایند :
- آمونیاک > متیل آمین > اتیل آمین > دی متیل آمین > دی اتیل آمین : قدرت بازی
- ✓ قدرت بازی دی متیل آمین  $(CH_3)_2NH$  از قدرت بازی اتیل آمین  $(CH_3CH_2NH_2)$  بیش تر است.

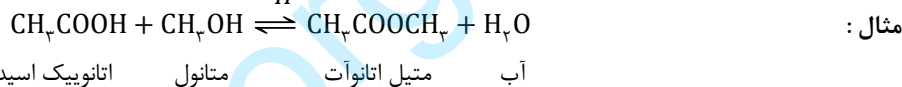
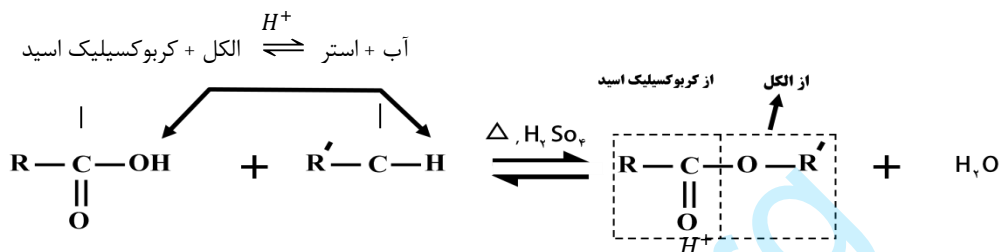
### معرفی استرها

- گروه عاملی  $-C(=O)-O-$  به عامل استری و ترکیب های دارای این گروه عاملی به «استرها» موسومند.
- استرها مشتق های کربوکسیلیک اسیدها به شمار می روند.
- برای نام گذاری استرها، ابتدا نام بنیان آلکیل متصل به اکسیژن و سپس نام آلکان هم کربن با زنجیر کربنی شامل گروه استری را با پسوند «وات» می نویسیم. مثال :



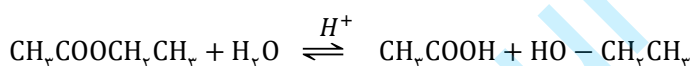
- استرهای کم کربن بوی بسیار خوبی دارند و بوی بسیاری از میوه ها و عطر بسیاری از گل ها به دلیل وجود همین استرها در آن ها می باشد. استر موجود در آناناس اتیل بوتانوات، استر موجود در موز پنتیل اتانوات، استر موجود در سیب متیل بوتانوات و استر موجود در انگور اتیل هپتانوات است.
- از واکنش اتانول با استیک اسید، استری به نام اتیل استات به دست می آید که به عنوان حلال در صنایع و چسب و رنگ کاربرد دارد.
- فرمول مولکولی عمومی استرها (ی یک عاملی) همانند کربوکسیلیک اسیدها به صورت  $C_nH_{2n}O_2$  است.

واکنش استری شدن

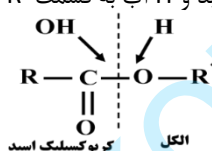


واکنش استری شدن کربوکسیلیک اسید با متانول، برگشت پذیر و تعادلی بوده و در حضور کاتالیزگر سولفوریک اسید انجام می گیرد.

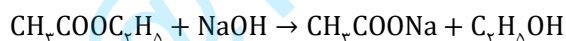
• عکس واکنش استری شدن را «آبکافت استر» می گویند. مثال :



نکته : در آبکافت استرها؛ استر از محل پیوند C-O شکسته می شود و OH آب به قسمت -C- می چسبد و H آب به قسمت O-R' ، تا به الکل سازنده اش، تبدیل شود.



آبکافت استرها، در محیط قلیایی، به طور برگشت ناپذیر، روی می دهد. در این واکنش، به جای کربوکسیلیک اسید، نمک آن تشکیل می شود.



اتیل الکل (اتانول)      سدیم اتانوات (نمک)      باز      اتیل اتانوات (استر)

از آبکافت استر اسیدهای چرب، در محیط قلیایی، صابون ها، تشکیل می شوند. به این نوع واکنش، «صابونی شدن» می گویند.

چربی ها و روغن ها (تری گلیسیریدها) استرهای طبیعی هستند که دارای ۱۴ تا ۱۸ اتم کربن می باشند.

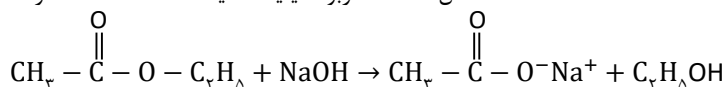
نمک های سدیم و یا پتاسیم اسیدهای چرب را صابون می گویند.

صابون ها، نمک هایی با خاصیت بازی هستند.

گلیسرین + صابون  $\rightarrow$  محلول سود + چربی (یا روغن)

آبکافت قلیائی استر - معادله کلی :

الکل + نمک کربوکسیلیک اسید  $\rightarrow$  NaOH + استر



مقایسه آبکافت استر (در مجاورت H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) و آبکافت قلیایی استر:

فرآورده	کاتالیزگر	تعادلی یا کامل بودن	
الکل + کربوکسیلیک اسید	دارد (H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> )	تعادلی	آبکافت استر
الکل + نمک کربوکسیلیک اسید	ندارد	کامل	آبکافت قلیایی استر

با مشخص بودن نام استر، می توان نمک اسید و الکل حاصل از آبکافت قلیایی آن (NaOH) را به سادگی و سرعت مشخص کرد.

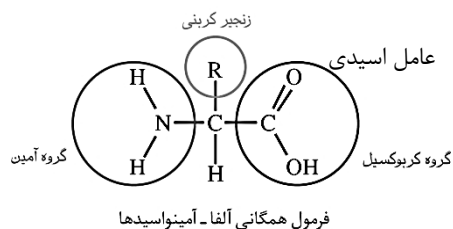
مثال :

متیل پروپانوات	اتیل هگزانوات	متیل اتانوات	نام استر
متانول	اتانول	متانول	نام الکل
سدیم پروپانوات	سدیم هگزانوات	سدیم اتانوات	نام نمک اسید



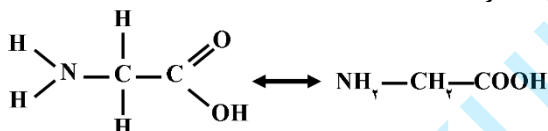
آمینواسیدها

آمینواسیدها ترکیب‌های آلی واحد سازنده پروتئین‌ها هستند که در ساختار خود، هم عامل آمینی ( $\text{-NH}_2$ ) و هم عامل اسیدی ( $\text{-COOH}$ ) دارند. فرمول همگانی آمینو اسیدها به صورت زیر است:



فرمول همگانی آلفا-آمینو اسیدها:

آمینواسیدها را می‌توان جز آموترها معرفی کرد زیرا از طرف گروه  $\text{-COOH}$  خود با بازها و از طرف گروه  $\text{-NH}_2$  خود با اسیدها وارد واکنش می‌شوند. بنابراین آمینواسیدها هم با اسیدها و هم با بازها وارد واکنش می‌شوند. ساده‌ترین (کوچک‌ترین) آمینواسید، گلی سین است که جز «آلفا-آمینواسیدها» به شمار می‌رود:



«آلفا-آمینواسیدها»: در همه آمینواسیدهای طبیعی گروه آمین ( $\text{-NH}_2$ ) روی همان کربنی قرار دارد که گروه کربوکسیل ( $\text{-COOH}$ ) قرار می‌گیرد. به این آمینواسیدها، «آلفا-آمینواسیدها» گفته می‌شود.

آمینواسیدها، جامدهایی با نقطه ذوب بالا هستند و جز ترکیب‌های قطبی به شمار می‌روند. بنابراین در حلال‌های قطبی، مانند آب، به خوبی حل می‌شوند.

در آمینو اسیدها، بین سر اسیدی و سر آمینی، مبادله پروتون صورت می‌گیرد و بدین ترتیب، آمینو اسید، به صورت یک جامد یونی درمی‌آید. به همین دلیل، آمینو اسیدها، جامدهایی با نقطه ذوب بالا هستند. در جدول زیر، انحلال پذیری، حالت فیزیکی و دمای ذوب گلی سین با اسید آلی و آمین تقریباً هم‌جرم آن، مقایسه شده‌است.

انحلال‌پذیری در			حالت فیزیکی	فرمول شیمیایی	نام
دی اتیل اتر (ناقطبی)	اتانول (کم قطبی)	آب (قطبی)			
نامحلول	نامحلول	خیلی زیاد	جامد با نقطه ذوب بالا ( $232^\circ\text{C}$ )	$\text{H}_2\text{NCH}_2\text{COOH}$	گلی سین (آمینواتانویک اسید)
خیلی کم	زیاد	خیلی زیاد	مایعی روغنی شکل با نقطه جوش $141^\circ\text{C}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	پروپانویک اسید
کم	خیلی زیاد	خیلی زیاد	مایعی فرار با نقطه جوش $78^\circ\text{C}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$	بوتیل آمین

تست (۷): کدام مطلب در مورد آمینواسیدها، نادرست است؟

(۱) دارای خواص آموتری‌اند.

(۲) در زیست شیمی اهمیت بسیار زیادی دارند.

(۳) از نظر خواص شیمیایی، ترکیب‌های خنثی به شمار می‌آیند.

(۴) واحدهای سازنده پروتئین‌ها به شمار می‌آیند.

تست (۸): با توجه به داده‌های جدول مقابل، به ترتیب از راست به چپ، کدام آنیون، باز مزدوج پایدارتر و کدام باز مزدوج ناپایدارتری است؟

(۱)  $\text{BrCH}_2\text{COOH}^-$  ،  $\text{FCH}_2\text{COO}^-$  (۲)  $\text{FCH}_2\text{COO}^-$  ،  $\text{BrCH}_2\text{COO}^-$

(۳)  $\text{Cl}_2\text{CHCOO}^-$  ،  $\text{CH}_2\text{COOH}^-$  (۴)  $\text{CH}_2\text{COO}^-$  ،  $\text{Cl}_2\text{CHCOO}^-$

**تست (۹):** برای تهیه صابون از کدام واکنش زیر استفاده می‌شود؟

- (۱) سدیم هیدروکسید + تری گلیسیرید یا چربی → آ + استر  
 (۲) پتاسیم هیدروکسید + گلیسرین → بوتانول + اتانویک اسید  
 (۳) پتاسیم هیدروکسید + گلیسرین → بوتانول + اتانویک اسید  
 (۴) بوتانول + اتانویک اسید

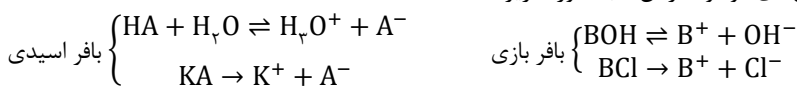
**تست (۱۰):** کدام گزینه درباره دی متیل آمین درست است؟

- (۱) قدرت بازی آن در مقایسه با متیل آمین، کم‌تر است.  
 (۲)  $K_b$  آن در مقایسه با آمونیاک، کوچک‌تر است.  
 (۳) نام ترکیب حاصل از اثر  $HCl$  بر آن، دی متیل آمین کلرید است.  
 (۴) اسید مزدوج آن در مقایسه با آمونیم، اسید ضعیف‌تری است.

**محلول بافر**

مطلوع یا موضوع	تعریف یا توضیح
تعریف محلول بافر و خواص آن	- محلول بافر به محلولی گفته می‌شود که در برابر تغییرات pH مقاوم است. افزودن اندکی اسید یا باز به محلول بافر، تغییر چشمگیری در pH آن پدید نمی‌آورد.
اجزای تشکیل دهنده محلول بافر	- محلول بافر اسیدی شامل یک اسید ضعیف و نمکی از همان اسید است، مانند محلول استیک اسید و سدیم استات. ( $NaF$ و $HF$ )، ( $CH_3COONa$ و $CH_3COOH$ )، ( $NaCN$ و $HCN$ )، ( $NaH_2PO_4$ و $H_2PO_4^-$ ) - محلول بافر بازی شامل یک باز ضعیف و نمکی از همان باز است، مانند محلول آمونیاک و آمونیم کلرید. ( $NH_4Cl$ و $NH_3$ ) - هر محلول آبی که شامل یک زوج اسید-باز مزدوج باشد، به طوری که هیچ یک از آن‌ها قوی نباشد، خاصیت بافری دارد. مانند محلول آبی شامل $CH_3COOH/CH_3COO^-$ و نیز مانند محلول آبی شامل $NH_4^+/NH_3$ .
تهیه محلول بافر	راه اول - استفاده از یک اسید یا باز ضعیف و نمکی از آن: ۱- مخلوط کردن محلول یک اسید ضعیف با محلول نمک آن (مانند مخلوط استیک اسید و سدیم استات) ۲- مخلوط کردن محلول یک باز ضعیف با محلول نمک آن (مانند مخلوط آمونیاک و آمونیوم کلرید) راه دوم - استفاده از یک اسید و یک باز اگر محلول یک اسید را با محلول یک باز مخلوط کنیم، با این شرط که یکی ضعیف و دیگری قوی باشد و ضمناً، از آن که ضعیف‌تر است، بیش از نسبت استوکیومتری آن در مخلوط وارد کنیم، محلول بافر حاصل خواهد شد. مثال: مخلوط کردن دو مول $HF$ و یک مول $KOH$ در محلول آبی برای به دست آوردن بافر ( $HF/KF$ )
نکاتی در مورد خاصیت بافری	- مقاومت در برابر تغییرات pH به این معنا نیست که pH محلول بافر در اثر افزودن اندکی اسید یا باز به آن، هیچ تغییری پیدا نمی‌کند، بلکه تغییر pH آن، جزئی و نامحسوس است.
تغییر pH محلول هنگام تهیه محلول بافر	به هنگام تهیه محلول بافر اسیدی، وقتی به محلول اسید یا باز ضعیف، نمک آن را اضافه می‌کنیم، pH محلول بافر حاصل نسبت به محلول اولیه اسید یا باز، قدری افزایش می‌یابد. مثال: برای تهیه محلول بافر $CH_3COOH/CH_3COO^-$ مقداری نمک پتاسیم استات را به محلول استیک اسید اضافه می‌کنیم. در نتیجه، غلظت یون استات افزایش یافته و موجب جابه‌جایی تعادل زیر در جهت برگشت می‌شود: $CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$ این جابه‌جایی در تعادل، موجب کاهش غلظت $H^+$ در محلول می‌شود و در نتیجه، pH محلول افزایش می‌یابد. ضمناً، با توجه به وارد شدن یون استات در محلول و جابه‌جایی تعادل در جهت برگشت، $[CH_3COO^-]$ و همین‌طور $[CH_3COOH]$ ، در تعادل جدید بیش‌تر از تعادل قبلی است.

هر محلول بافری از دو محلول، با نسبت‌های معین تشکیل شده‌است و دارای دو معادله واکنش می‌باشد، اگر برای مثال:  $HA$  را به عنوان اسید ضعیف و  $BOH$  را به عنوان باز ضعیف در نظر بگیریم، واکنش‌های موجود در آن‌ها به صورت زیر است:



علت مقاومت بافرها در برابر تغییرات pH: پس از افزودن مقدار اندکی اسید یا باز به یک بافر، تعادل موجود در بافر، مطابق اصل لوشاتلیه، به سمت راست یا چپ جابه‌جا شده و تا حد ممکن از تغییرات محسوس pH جلوگیری می‌کند.

**تست (۱۱):** با داشتن محلول کدام دو ترکیب زیر (به صورت مجزا از یکدیگر) نمی‌توان محلول بافر تهیه کرد؟



### انواع نمک‌ها (آبکافت)

نمک‌های اسیدی، بازی و خنثی

نمک‌ها، بر اثر واکنش بین اسیدها و بازها، به وجود می‌آیند. در واقع نمک، فراورده واکنش خنثی شدن یک اسید توسط یک باز است. نمک حاصل از خنثی شدن، همیشه خنثی نیست. بلکه بسته به نوع یون‌های سازنده‌اش می‌تواند اسیدی یا بازی هم باشد.

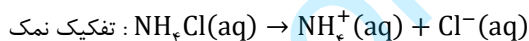
نمک‌ها با انحلال در آب، سه نوع محلول تولید می‌کنند:

۱- pH محلول نمک‌های حاصل از واکنش اسیدها و بازهای قوی ۷ است. مثل محلول  $\text{NaCl(aq)}$ .

۲- pH محلول نمک‌های حاصل از واکنش اسیدهای قوی و بازهای ضعیف کمتر از ۷ است. مثل محلول  $\text{NH}_4\text{Cl(aq)}$ .

۳- pH محلول نمک‌های حاصل از واکنش بازهای قوی و اسیدهای ضعیف بیش‌تر از ۷ است. مثل محلول  $\text{KCN(aq)}$ .

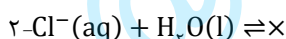
برای تعیین محدوده pH محلول نمک‌ها، باید به آبکافت یون‌های تشکیل‌دهنده نمک توجه نمود. به عنوان مثال: بر اثر انحلال آمونیم کلرید در آب، این نمک به یون‌های تشکیل‌دهنده‌اش، تفکیک می‌شود:



یون‌های حاصل از تفکیک نمک با مولکول‌های آب، وارد واکنش تعادلی به نام «آبکافت» می‌شوند.



چون  $\text{NH}_4^+$  اسید مزدوج باز ضعیف  $\text{NH}_3$  است، پس دچار آبکافت می‌شود.



چون  $\text{Cl}^-$  باز مزدوج اسید قوی  $\text{HCl}$  است، پس باز ضعیفی محسوب می‌شود و دچار آبکافت نمی‌شود.

یون  $\text{H}_3\text{O}^+$  حاصل از واکنش آبکافت  $\text{NH}_4^+$ ، باعث افزایش غلظت  $\text{H}_3\text{O}^+$  محلول شده و pH محلول را به زیر ۷ کاهش می‌دهد. پس محلول نمک  $\text{NH}_4\text{Cl}$  یک نمک اسیدی محسوب می‌شود.

**نکته:** آنیون‌های حاصل از اسیدهای قوی، بازهای مزدوج ضعیف و پایداری هستند که در محلول، بدون آبکافت باقی می‌مانند. مهم‌ترین آنیون‌هایی

که آبکافت نمی‌شوند، عبارتند از:  $\text{Cl}^-$ ،  $\text{Br}^-$ ،  $\text{I}^-$ ،  $\text{NO}_3^-$ ،  $\text{HSO}_4^-$ ،  $\text{ClO}_4^-$  و  $\text{ClO}_3^-$ .

هم‌چنین، کاتیون‌های فلزهای قلیایی و قلیایی خاکی به جز  $\text{Be}^{2+}$  که از بازهای قوی حاصل شده‌اند، دچار آبکافت نمی‌شوند.

اگر به ساختار یک نمک توجه کنیم، اسید و باز تشکیل‌دهنده آن نمک به آسانی قابل تشخیص است. چنانچه به اسید و باز تشکیل‌دهنده نمک توجه کنیم می‌توانیم دریابیم که هر کدام قوی‌تر باشند، تعیین‌کننده محدوده pH محلول است.

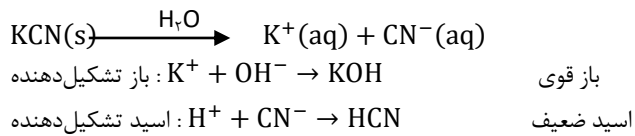
جدول زیر روش ساده‌ای برای تشخیص محدوده pH محلول نمک‌ها در اختیار ما قرار می‌دهد:

نمک	اسید سازنده و قدرت آن	باز سازنده و قدرت آن	محدوده pH مملول	خاصیت مملول نمک
KF	HF (اسید ضعیف)	KOH (باز قوی)	pH > 7	قلیایی
AlCl <sub>3</sub>	HCl (اسید قوی)	Al(OH) <sub>3</sub> (باز ضعیف)	pH < 7	اسیدی
KBr	HBr (اسید قوی)	KOH (باز قوی)	pH = 7	خنثی
CH <sub>3</sub> COONH <sub>4</sub>	CH <sub>3</sub> COOH (اسید ضعیف)	NH <sub>4</sub> OH (باز ضعیف)	pH ≈ 7	خنثی

**نکته:** نمک  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$  حاصل از واکنش اسید و باز ضعیف است پس هر دو بخش آنیونی و کاتیونی آن آبکافت می‌شود. اما چون قدرت اسیدی  $\text{CH}_3\text{COOH}$  و قدرت بازی  $\text{NH}_3$  با هم برابر است، این نمک جز نمک‌های خنثی محسوب می‌شود.

شرح جدول: برای تشخیص اسید و باز تشکیل‌دهنده یک نمک؛ پس از تفکیک نمک به یون‌های سازنده آن، با قرار دادن H در سمت چپ آنیون نمک،

اسید آن به دست می‌آید و با قرار دادن گروه یا گروه‌های OH، در سمت راست کاتیون نمک، فرمول شیمیایی باز تشکیل‌دهنده نمک، به وجود می‌آید.  
مثال:

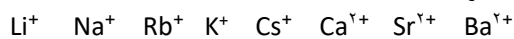


به علت وجود بازی قوی PH محلول بیشتر از ۷ و در نتیجه نمک قلیایی است.

**چند نکته:**

(۱) ۷ آنیون اسیدهای قوی که آبکافت نمی‌شوند:  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{ClO}_3^-$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ .

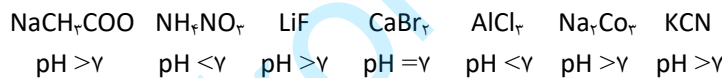
(۲) ۸ کاتیون بازهای قوی که آبکافت نمی‌شوند زیرا کاتیون مربوط به یک باز قوی نمی‌تواند  $\text{OH}^-$  را جذب کند.



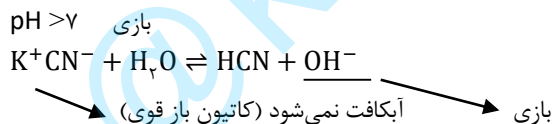
(۳) به غیر از ۱۵ یون بالا، کاتیون‌ها در اثر آبکافت محیط را اسیدی و آنیون‌ها در اثر آبکافت محیط را بازی می‌کنند.



(۴) pH نمک‌های داخل کتاب درسی



مثلا به آبکافت KCN توجه کنید.



تست (۱۲):  $\text{AlCl}_3$ ، نمونه‌ای از یک نمک ... و  $\text{Na}_2\text{S}$  نمونه‌ای از یک نمک ... اند.

(۱) اسیدی-بازی

(۳) بازی-اسیدی

(۲) اسیدی-اسیدی

(۴) بازی-بازی

تست (۱۳): در کدام گزینه خاصیت محلول ترکیب معرفی شده، از نظر اسیدی یا بازی یا خنثی بودن درست مشخص شده است؟

(۱)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ : اسیدی (۲)  $\text{KCH}_3\text{COO}$ : خنثی (۳)  $\text{AlCl}_3$ : بازی (۴)  $\text{CaBr}_2$ : بازی

تست (۱۴): کدام مطلب نادرست است؟

(۱) یون  $\text{CH}_3\text{FCH}_2\text{COO}^-$  ناپایدارتر از  $\text{CH}_3\text{CHF}_2\text{COO}^-$  است. (۲) وجود ساختارهای رزونانسی یون اتانوات، سبب پایدارتر شدن آن می‌شود.

(۳)  $\text{NaHSO}_4$  نمونه‌ای از یک نمک خنثی است. (۴) هر چه زنجیر کربنی در یک اسید کربوکسیلیک بلندتر باشد، pKa آن بزرگ‌تر خواهد بود.

تست (۱۵): کدام مطلب نادرست است؟

(۱) آمونیوم نیترات از جمله نمک‌های بازی است که محلول آن فنول فتالین را ارغوانی می‌کند.

(۲) اگر آب را تا دمای  $70^\circ\text{C}$  گرم کنیم، pH آن کمتر از ۷ خواهد شد.

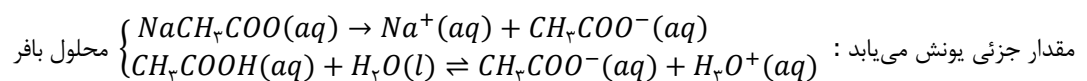
(۳)  $K_a$  کلرواتانوییک اسید کمتر از  $K_a$  فلوئورواتانوییک اسید است.

(۴) با افزودن سدیم استات به محلول استیک اسید، یک محلول بافر به دست می‌آید.

تذکر: یک محلول بافر می‌تواند هم اسید و هم باز اضافه شده به آن را خنثی کند. بنابراین هم اسید و هم باز را خنثی می‌کند.

نمونه‌ی کاربردی از این گونه محلول‌ها را می‌توان با افزودن مول‌های برابر از سدیم استات و استیک اسید به حجم معینی از آب خالص تهیه کرد.

سدیم استات در آب به‌طور کامل به یون‌های اولیه‌ی سازنده تفکیک می‌شود و اسید استیک چون اسید ضعیف است طی یک واکنش تعادلی و به



نکته: ۱- یون‌های استات از انحلال سدیم استات جامد در آب تولید می‌شوند که باز مزدوج اسید ضعیف استیک اسید هستند.

۲- در سامانه‌ی بافری، غلظت اسید ضعیف و باز مزدوج برخلاف یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید بسیار زیاد است.

مقاومت در برابر افزایش اسید: با اضافه کردن مقداری اسید قوی مانند HI به این محلول بافر، و تولید  $H_3O^+$  توسط اسید، بنا بر اصل لوشاتلیه به منظور کاهش غلظت  $H_3O^+$  به حالت اولیه، تعادل به سمت برگشت جابه‌جا می‌شود.

مقاومت در برابر افزایش باز: با افزودن باز قوی مانند NaOH و تولید  $OH^-$  در محلول، این یون‌ها با  $H_3O^+$  موجود در محلول که بر اثر یونش اسید ضعیف هستند، خنثی شده و به مولکول آب تبدیل می‌شوند. به همین خاطر طبق اصل لوشاتلیه، برای جبران کمبود یون‌های  $H_3O^+$  در محلول ثانویه نسبت به اولیه، تعادل در سمت رفت جابه‌جا می‌شود.

**تغییر درجه‌ی یونش اسید ضعیف موجود در بافر و  $K_a$  آن در اثر افزایش باز و اسید قوی:**

با توجه به این‌که با افزایش اسید قوی به محلول، تعادل در جهت برگشت جابه‌جا می‌شود، درجه‌ی یونش اسید ضعیف کاهش می‌یابد (کم‌تر یونش می‌یابد).

و همین‌طور با افزایش باز قوی، به علت تغییر تعادل در جهت رفت، و افزایش یونش اسید ضعیف، درجه‌ی یونش آن افزایش می‌یابد.

$K_a$  یک اسید (ثابت یونش) تنها تابع دما می‌باشد و با تغییر غلظت تغییر نمی‌کند.

**تعادل اسید و باز در خون:**

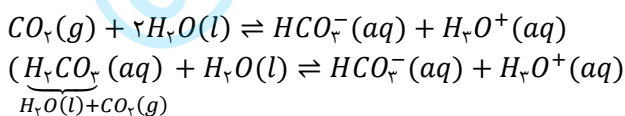
همان‌طور که می‌دانید افزودن اسید یا باز به آب خالص، غلظت یون هیدرونیوم را تغییر می‌دهد به طوری‌که با افزایش اسید قوی، pH آب کاهش و با افزودن باز قوی، pH آب افزایش می‌یابد.

خون مایعی حیاتی و معجونی از مواد شیمیایی مختلف است و از اسیدها و بازهای مهمی ساخته شده است. تنظیم pH خون برای ادامه‌ی زندگی اهمیت ویژه‌ای دارد.

نکته: گلبول‌های قرمز در بازه‌ی کوچکی از pH کارایی دارند.

pH مناسب برای خون انسان بازه‌ی ۷/۴۵ - ۷/۳۵ است و رسیدن PH به ۶/۸ یا به ۷/۸ باعث مرگ انسان می‌شود.

معادله‌ی تعادلی بافرخون انسان:



نکته: اسید کربنیک موجود در این محلول به سرعت تجزیه شده و به آب و کربن دی‌اکسید تبدیل می‌شود.

الف) تأثیر خوردن غذاها و نوشیدنی‌های اسیدی بر خون: طبق اصل لوشاتلیه، تعادل در جهت مصرف یون‌های  $H_3O^+$ ، یعنی در جهت برگشت جابه‌جا شده تا سامانه به حالت اولیه بازگردد و pH خون تقریباً ثابت بماند.

ب) تأثیر داروها و مواد بازی بر خون: یون‌های  $OH^-$  اضافه شده به سامانه، با یون‌های هیدرونیوم واکنش داده و مولکول آب تولید می‌شود. طبق اصل لوشاتلیه، معادله‌ی تعادلی بافر خون در جهت تولید یون  $H_3O^+$  (در جهت رفت) جابه‌جا شده تا pH خون تقریباً ثابت بماند.

نکته: با نگر داشتن نفس در سینه، غلظت  $CO_2$  در خون افزایش می‌یابد و طبق اصل لوشاتلیه، تعادل به سمت رفت جابه‌جا می‌شود. پس غلظت یون  $H_3O^+$  در خون به مقدار کم افزایش یافته و بنابراین pH خون کمی کاهش می‌یابد.

**شیمی در کشاورزی:**

(۱) نوع و مقدار مواد معدنی مختلف و گوناگون موجود در خاک، میزان اسیدی بودن آن را تعیین می‌کند.

(۲) خاک‌هایی که آهک زیادی دارند، بازی هستند.

(۳) pH اغلب خاک‌های کشاورزی بین ۶/۵ تا ۷/۵ است و بیش‌تر گیاهان در این خاک‌ها، بیش‌ترین رشد را دارند.

(۴) گیاهانی مانند آزالیا، بلوبری و مخروط‌داران در خاک اسیدی (pH = ۴/۵ - ۵/۵) بهترین رشد را دارند.

(۵) میزان اسیدی بودن خاک با رشد گیاهان از طریق مقدار مواد معدنی در دسترس گیاه متناسب است.

(۶) در خاک‌های اسیدی‌تر، برخی نمک‌های آلومینیوم به صورت محلول در می‌آیند و با افزایش غلظت این یون: (۱) گیاهان مسموم می‌شوند و رشد نمی‌کنند.

(۲) با نشت کردن در منابع گوناگون آب، آن را آلوده کرده و به محیط زیست آسیب می‌زند.

نکته: ۱- یون  $Al^{3+}$  در آب، آبکافت می‌شود و با جذب  $OH^-$  آب، یون  $H^+$  را در محیط تولید می‌کند؛ پس pH آب کاهش می‌یابد.  $Al^{3+}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons Al(OH)_3(aq) + H^+(aq)$  (همین اتفاق برای یون  $Fe^{3+}$  نیز می‌افتد).

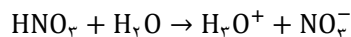
۲- افزایش کودها، بارش باران‌های اسیدی، ورود آلاینده‌های  $SO_2$  و  $NO_x$  به هوا که سبب کاهش pH خاک می‌شود.

۳- با تنظیم pH خاک باغچه، می‌توان هم‌زمان گل‌های ادریسی را به رنگ‌های آبی (در خاک‌های اسیدی) و صورتی (در خاک‌های خنثی یا بازی) پرورش داد.



### تعاریف مهم مربوط به بخش ۳

اسید و باز آرنیوس	اسید ماده‌ای است که در محلول آبی، موجب افزایش $[H^+]$ می‌شود و باز ماده‌ای است که در محلول آبی، موجب افزایش $[OH^-]$ می‌شود.			
اسید و باز لوری-برونستد	اسید دهنده $H^+$ و باز، گیرنده $H^+$ می‌باشد.			
شناساگر اسید-باز	ماده‌ای است که رنگ آن در محلول آبی، با تغییر pH محلول، دچار تغییر می‌شود. رنگ سه شناساگر مهم در محلول‌هایی با pHهای مختلف، در جدول زیر ارائه شده است:			
	در محلول بازی	در محلول فنثی	در محلول اسیدی	شناساگر
	ارغوانی	بی رنگ	بی رنگ	فنول فتالین
	زرد	-	سرخ	متیل سرخ
محلول بافر	محلولی است که در برابر تغییرات اندک pH مقاوم بوده و در اثر افزودن مقدار محدودی اسید یا باز به آن، تغییر قابل توجهی در pH آن ایجاد نمی‌شود.			
صابونی شدن	به واکنش استر یک اسید چرب (تری گلیسیرید) با محلول سدیم هیدروکسید واکنش صابونی شدن گفته می‌شود. زیرا منجر به تولید صابون می‌شود. صابون + گلیسیرین → جوشاندن محلول سدیم هیدروکسید + تری گلیسیرید (چربی یا روغن)			
صابون	به نمک سدیم یا پتاسیم یا آمونیوم اسیدهای چرب، صابون گفته می‌شود. نمک سدیم اسیدهای چرب، جامد و نمک پتاسیم و آمونیوم آن‌ها، مایع است.			
اسید چرب	به کربوکسیلیک اسیدهای دارای ۱۴ تا ۱۸ اتم کربن که از آبکافت روغن یا چربی حاصل می‌شوند، اسید چرب گفته می‌شود.			
چربی و روغن	به تری گلیسیریدهایی که در دمای اتاق، جامدند، چربی و به آن‌هایی که در دمای اتاق حالت مایع دارند، روغن گفته می‌شود.			
پروتئین‌ها	پلیمرهایی طبیعی می‌باشند که از پلیمر شدن آمینواسیدها پدید می‌آیند.			
آلفا-آمینواسیدها	ترکیب‌هایی هستند که دو گروه عاملی آمینی ( $-NH_2$ ) و اسیدی ( $-COOH$ ) توأمأ در مولکول آن‌ها وجود دارند. فرمول ساختاری همگانی آلفا-آمینواسیدها:			
<p>۱۱ باز نخره کرنی</p>				

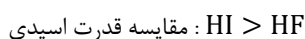
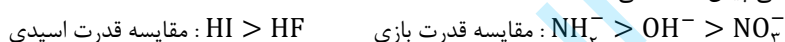


گزینه ۱

در این واکنش،  $\text{H}_2\text{O}$  نقش باز (گیرنده پروتون) را دارد و  $\text{H}_3\text{O}^+$  اسید مزدوج  $\text{H}_2\text{O}$  است. همین طور،  $\text{HNO}_3$  نقش اسید (دهنده پروتون) را داشته و  $\text{NO}_3^-$  باز مزدوج آن است.

گزینه ۲

مطابق جدول ارائه شده در صفحه ۵۸ کتاب درسی شیمی پیش دانشگاهی:



پس  $\text{HI}$  و  $\text{NH}_4^+$  به ترتیب، قوی‌ترین اسید و قوی‌ترین باز در میان گونه‌های شیمیایی داده شده می‌باشند.

گزینه ۳

$\text{HCO}_3^-$  در واکنش مرحله ۲ نقش دهنده  $\text{H}^+$  (نقش اسید) و در واکنش مرحله ۱ نقش گیرنده  $\text{H}^+$  (نقش باز) را دارد. پس آموختار محسوب می‌شود.  $\text{H}_2\text{CO}_3$  در واکنش مرحله ۱ نقش اسید و  $\text{CO}_3^{2-}$  در واکنش مرحله ۲، نقش باز را دارند. غلظت یون‌ها در محلول کربنیک اسید را می‌توان به ترتیب



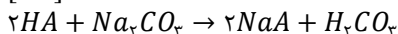
روبه‌رو مقایسه کرد:

گزینه ۴

قدرت بازی  $\text{HPO}_4^{2-}$  بیش‌تر از  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  است.

گزینه «۳» ابتدا غلظت اسید را محاسبه می‌کنیم:

$$\begin{aligned} pH = 2.7 \rightarrow [H^+] &= 10^{-pH} \rightarrow [H^+] = 10^{-2.7} = 10^{-3} \times 10^{0.3} \xrightarrow{10^{0.3} \approx 2} [H^+] = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \\ [H^+] &= M \times \alpha \rightarrow 2 \times 10^{-3} = M \times 0.01 \rightarrow M = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \end{aligned}$$



$$\frac{0.2 \times 100}{2 \times 1000} = \frac{xg}{1 \times 106} \rightarrow x = 1.06g$$

گزینه «۳» ابتدا از طریق pH، غلظت  $\text{H}^+$  و  $\text{HCl}$  را حساب می‌کنیم تا محلول مورد نظر را تهیه کنیم:

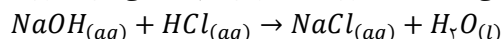
$$pH = 1 \rightarrow [H^+] = [HCl] = 10^{-pH} = 10^{-1} = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = 2 \rightarrow [H^+] = [HCl] = 10^{-pH} = 10^{-2} = 0.01 \text{ mol.L}^{-1}$$

یعنی ۲۰۰ mL محلول ۰/۰۱ مولار را از محلول ۰/۱ مولار آن تهیه می‌کنیم.

$$M_1V_1 = M_2V_2 \rightarrow 0.1 \text{ mol.L}^{-1} \times V_1 = 0.01 \text{ mol.L}^{-1} \times 200 \text{ mL} \rightarrow V_1 = \frac{200 \text{ mL} \times 0.01 \text{ mol.L}^{-1}}{0.1 \text{ mol.L}^{-1}} = 20 \text{ mL}$$

حال حساب می‌کنیم که محلول تهیه‌شده یعنی ۲۰۰ mL محلول ۰/۰۱ مولار با چند میلی‌لیتر محلول NaOH ۰/۰۲ مولار خنثی می‌شود.



$$\begin{aligned} ? \text{ mL NaOH} &= 200 \text{ mL HCl} \times \frac{1 \text{ L HCl}}{1000 \text{ mL HCl}} \times \frac{0.01 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} \times \frac{1 \text{ L NaOH}}{0.02 \text{ mol NaOH}} \\ &\times \frac{1000 \text{ mL NaOH}}{1 \text{ L NaOH}} = 100 \text{ mL NaOH} \end{aligned}$$

گزینه ۳

اگر منظور طراح تست از «خنثی»، نداشتن فعالیت شیمیایی است (!)، در این صورت، گزینه «۳» پاسخ تست است.

گزینه ۴

در مورد کربوکسیلیک اسیدها و مشتقات آن‌ها، هرچه اسید قوی‌تر باشد، باز مزدوج آن ضعیف‌تر و پایدارتر است. در میان چهار اسید داده شده،  $\text{Cl}_3\text{CHCOOH}$  با داشتن  $K_a$  بیشتر، قوی‌ترین اسید و  $\text{CH}_3\text{COOH}$  با داشتن  $K_a$  کمتر، ضعیف‌ترین اسید می‌باشند. بنابراین، آنیون  $\text{Cl}_3\text{CHCOO}^-$  باز مزدوج پایدارتر و آنیون  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  باز مزدوج ناپایدارتری است.

گزینه ۱

آبکافت قلیایی تری‌گلیسیریدها (روغن یا چربی‌ها)، منجر به تولید صابون می‌شود.

۱۰. گزینه ۴

دی متیل آمین در مقایسه با آمونیاک، باز قوی تری است. بنابراین، قدرت اسیدی اسید مزدوج آن (دی متیل آمونیوم) در مقایسه با اسید مزدوج آمونیاک (آمونیم)، کم تر است.

قدرت بازی:  $(CH_3)_2NH > NH_3$

قدرت اسیدی:  $(CH_3)_2NH_2^+ < NH_4^+$

۱۱. گزینه ۴

NaOH باز قوی و HBr اسید قوی و با داشتن این دو ترکیب، تهیه محلول بافر ممکن نیست.

نکات آموزشی:

با داشتن هر زوج ترکیب زیر می توان محلول بافر تهیه کرد:

۱- اسید ضعیف و نمک آن؛ مانند HF و NaF

۲- باز ضعیف و نمک آن؛ مانند  $NH_3$  و  $NH_4Cl$

۳- اسید ضعیف و باز قوی؛ مانند HF و NaOH ← (بافر تهیه شده از آن، شامل HF و NaF است)

۴- باز ضعیف و اسید قوی؛ مانند  $NH_3$  و HCl ← (بافر تهیه شده از آن، شامل  $NH_3$  و  $NH_4Cl$  است)

تذکره ۱- در مورد زوج ترکیب بند ۳، برای ساختن محلول بافر، اسید ضعیف باید به نسبت استوکیومتری بیش تری در مخلوط وارد شود.

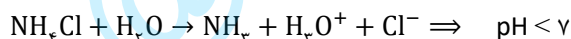
تذکره ۲- در مورد زوج ترکیب بند ۴، برای ساختن محلول بافر، باز ضعیف باید به نسبت استوکیومتری بیش تری در مخلوط وارد شود.

۱۲. گزینه ۱

محلول  $AlCl_3$  اسیدی است، زیرا آبکافت  $Al^{3+}$  موجب افزایش  $[H^+]$  در محلول می شود.

محلول  $Na_2S$  خاصیت بازی دارد، زیرا آبکافت  $S^{2-}$  موجب افزایش  $[OH^-]$  در محلول می شود.

۱۳. گزینه ۱



محلول  $KCH_3COO$  بازی است، زیرا آنیون آن آبکافت می شود.

محلول  $AlCl_3$  اسیدی است، زیرا کاتیون آن آبکافت می شود.

محلول  $CaBr_2$  خنثی است، زیرا هیچ کدام از یون های حاصل از آن، آبکافت نمی شوند.

۱۴. گزینه «۳»

بررسی گزینه ها:

۱) چون اسید  $CH_3FCH_2COOH$  ضعیف تر از  $CH_3CH_2COOH$  است، یون  $CH_3FCH_2COO^-$  ناپایدارتر از  $CH_3CH_2COO^-$  است.

۲) پدیده ی رزونانس باعث پخش بار منفی روی کل یون اتانوات و پایدارتر شدن آن می شود.

۳)  $NaHSO_4$ ، یک نمک اسیدی است زیرا  $Na^+$  و  $HSO_4^-$  هیچ کدام آبکافت نمی شوند ولی با تفکیک  $HSO_4^-$  به صورت  $HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$

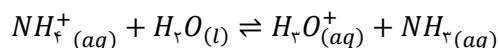
محیط اسیدی می شود.

۴) هرچه زنجیر کربنی در یک اسید بلندتر باشد، آن اسید ضعیف تر،  $K_a$  آن کوچک تر و  $pK_a$  آن بزرگ تر خواهد بود.

۱۵. گزینه «۱»



چون  $NH_4^+$ ، اسید مزدوج یک باز ضعیف است پس آبکافت می شود.



محیط به دلیل به وجود آمدن  $H_3O^+$  اسیدی می شود.