

آزمون حضوری
شماره شش



پایه دوازدهم
رشته تجربی

مرورنامه آزمون آزمایشی خیلی سبز

نام درس	مباحث	از صفحه	تا صفحه	مؤلف	ویراستار
شیمی	شیمی دوازدهم فصل ۱ و ۲ صفحه ۱۶ تا ۴۴ شیمی دهم فصل ۳ صفحه ۸۵ تا ۹۸	۲	۲۱	عباس سرمایه - معصومه سعیدی - سروش عبادی	یاسر راش - مرضیه قاسمی



– مقدمه –

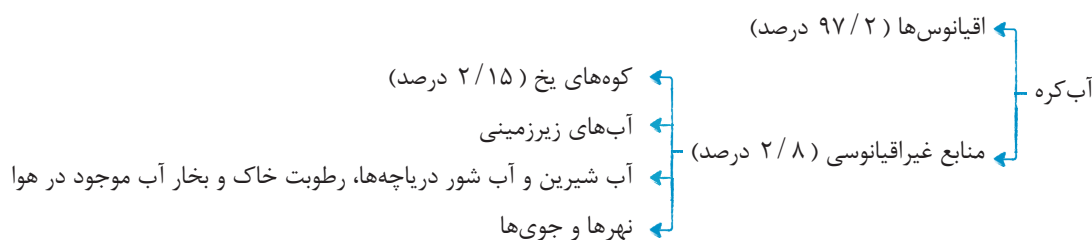
- ۱) کره زمین سامانه‌ای بزرگ شامل ۴ بخش مختلف است:
 - ۱) هواکره (شامل گازها و ذرات ریز و مولکول‌های کوچک O_2 ، N_2 و ...)
 - ۲) آب‌کره (شامل مولکول‌های کوچک آب، یون‌ها و ...)
 - ۳) سنگ‌کره (شامل مواد جامد مانند ماسه، نمک‌ها و ...)
 - ۴) زیست‌کره (شامل موجودات زنده و جانداران روی کره زمین. در واکنش‌های زیست‌کره، درشت‌مولکول‌ها نقش اساسی ایفا می‌کنند).
- توجه** زمین از دیدگاه شیمیایی پویاست؛ یعنی همواره بخش‌های گوناگون کره زمین با یکدیگر برهم‌کنش فیزیکی و شیمیایی داشته و بین آن‌ها مواد گوناگون مبادله می‌شود.

نکات مهم

- ۱) زمین در فضا به رنگ آبی دیده می‌شود؛ زیرا نزدیک به ۷۵٪ سطح آن را آب پوشانده است، به گونه‌ای که جرم کل آب‌های روی کره زمین در حدود $10^{18} \times 1/5$ تن برآورد می‌شود.
- ۲) **بخش عمده (نه همه!)** آب‌های روی کره زمین در اقیانوس‌ها و دریاها توزیع شده است، به گونه‌ای که اگر کره زمین را مسطح فرض کنیم، آب همه سطح آن را تا ارتفاع بیش از ۲ کیلومتر می‌پوشاند.
- ۳) آب اقیانوس‌ها و دریاها مخلوطی همگن است که اغلب مزه‌ای شور دارد، زیرا مقدار قابل توجهی از نمک‌های گوناگون در آن حل شده است. (حدوداً $10^{16} \times 5$ تن)

- ◀ نکته خیلی مهم این‌که سالانه میلیاردها تن مواد گوناگون نیز از سنگ‌کره وارد آب‌کره می‌شود ولی از آن‌جا که جرم کل مواد حل‌شده در آب‌های کره زمین تقریباً (نه دقیقاً!) ثابت است، پس باید همین مقدار نیز از آب دریاها و اقیانوس‌ها خارج شود.
- ۲) درون کره زمین و بین این چهار بخش مختلف، پیوسته مواد گوناگونی مبادله می‌شود؛ مثلاً سالانه:
- حجم عظیمی از بخار آب از دریاها (آب‌کره) وارد هواکره می‌شود و به صورت بارش از هواکره وارد آب‌کره و سنگ‌کره می‌شود.
 - میلیاردها تن کربن دی‌اکسید توسط آبزیان از آب‌کره وارد هواکره شده و مقادیر بسیار زیادی از گاز اکسیژن محلول در آب توسط آبزیان مصرف می‌شود.
 - گازهای گوناگون و مواد شیمیایی جامد توسط فعالیت آتشفشانی به صورت گرد و غبار وارد هواکره می‌شود.
 - لاشه جانوران و گیاهان بر اثر تجزیه به صورت مولکول‌های کوچک‌تری از زیست‌کره وارد آب‌کره، سنگ‌کره یا هواکره می‌شود.
 - موجودات زنده نیز سالانه مقدار بسیار زیادی از ترکیبات کربن‌دار را وارد بخش‌های گوناگون کره زمین می‌کنند.

منابع آب



با توجه به نمودار فوق، کوه‌های یخ، حدود ۷۷ درصد از کل منابع غیراقیانوسی آب‌کره را تشکیل می‌دهند.

– یون‌های حل‌شده در آب دریاها –

نام یون	کلرید	سدیم	سولفات	منیزیم	کلسیم	پتاسیم	کربنات	برمید
نماد	Cl^-	Na^+	SO_4^{2-}	Mg^{2+}	Ca^{2+}	K^+	CO_3^{2-}	Br^-
رتبه فراوانی	۱	۲	۳	۴	۵	۶	۷	۸



۱ مقدار آنیون‌ها در آب دریا: $\text{Cl}^- > \text{SO}_4^{2-} > \text{CO}_3^{2-} > \text{Br}^-$

مقدار کاتیون‌ها در آب دریا: $\text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Ca}^{2+} > \text{K}^+$

مقدار یون‌ها در آب دریا: $\text{Cl}^- > \text{Na}^+ > \text{SO}_4^{2-} > \text{Mg}^{2+} > \text{Ca}^{2+} > \text{K}^+ > \text{CO}_3^{2-} > \text{Br}^-$

۲ فراوان‌ترین یون (آنیون) حل‌شده در آب دریاها، **یون کلرید (Cl^-)** است که یون تک‌اشاره محسوب می‌شود اما فراوان‌ترین یون (آنیون) چنداشاره موجود در آب دریاها، **یون سولفات (SO_4^{2-})** است.

۳ در بین موارد جدول صفحه قبل، دو آنیون تک‌اشاره، هر دو مربوط به گروه ۱۷ جدول تناوبی هستند.

۴ فراوان‌ترین کاتیون موجود در آب دریاها، **یون سدیم (Na^+)** است که مربوط به گروه ۱ جدول تناوبی است.

۵ از میان کاتیون‌های فراوان آب دریاها، دو یون مربوط به عناصر گروه ۱ و دو یون مربوط به عناصر گروه ۲ جدول تناوبی هستند.

۶ وجود انواع یون‌ها در آب دریا به دلیل **انحلال نمک‌های گوناگون** در آن است.

۷ بیشتر آب‌های روی زمین شور است و نمی‌توان از آن‌ها در کشاورزی، مصارف خانگی و صنعتی استفاده کرد؛ از این رو تهیه آب شیرین و آشامیدنی، هم‌چنین آب قابل استفاده در کشاورزی، صنعت و ... یکی از چالش‌های اساسی در سطح جهان است.

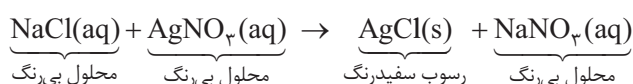
۸ آب اغلب چشمه‌ها، قنات‌ها و رودخانه‌ها که زلال و شفاف و همین‌طور شیرین، گوارا و آشامیدنی است، ناخالص می‌باشد.

۹ آب باران در هوای پاک تقریباً **خالص** است؛ زیرا هنگام تشکیل برف و باران، تقریباً همه مواد حل‌شده در آب از آن جدا می‌شود. این فرایند، الگویی برای تهیه آب خالص است که **تقطیر** و **فراورده آن**، آب **مقطر** نام دارد.

- شناسایی برخی از یون‌های محلول در آب -

الف) شناسایی یون کلرید (Cl^-) در آب:

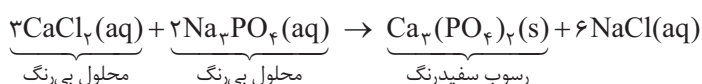
۱ یکی از روش‌های شناسایی یون کلرید موجود در یک محلول ($\text{Cl}^-(\text{aq})$)، استفاده از محلولی حاوی یون نقره ($\text{Ag}^+(\text{aq})$) است که در این صورت رسوب سفیدرنگ $\text{AgCl}(\text{s})$ تولید می‌شود:



ب) شناسایی یون کلسیم (Ca^{2+}) در آب:

۱ یون کلسیم محلول در آب ($\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$) با یون فسفات ($\text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$)، رسوب سفیدرنگ کلسیم فسفات ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$) تولید می‌کند.

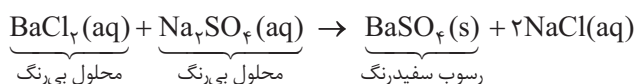
۲ واکنش دو محلول بی‌رنگ سدیم فسفات و کلسیم کلرید که طی آن، رسوب سفیدرنگ کلسیم فسفات ایجاد می‌شود:



پ) شناسایی یون باریم (Ba^{2+}) در آب:

۱ یون باریم محلول در آب ($\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$) با یون سولفات ($\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$)، رسوب سفیدرنگ باریم سولفات ($\text{BaSO}_4(\text{s})$) تولید می‌کند.

۲ واکنش دو محلول بی‌رنگ باریم کلرید و سدیم سولفات که طی واکنش، رسوب سفیدرنگ باریم سولفات ایجاد می‌شود:



- آب آشامیدنی -

۱ آب آشامیدنی، مخلوطی زلال و همگن بوده و مقدار کمی از یون‌های گوناگون دارد.

۲ برخی از یون‌ها در مراکز تأمین آب آشامیدنی به آب افزوده می‌شوند؛ مانند: یون فلوئورید (F^-) که سبب حفظ سلامت دندان‌ها شده و مقدار بسیار کم و مناسبی از آن به آب اضافه می‌شود.

۳ تفاوت آب آشامیدنی و دیگر آب‌ها در نوع و مقدار حل‌شونده‌های آن است.



انواع یون از نظر تعداد اتم -

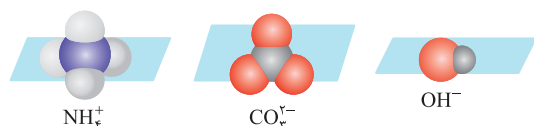
الف) یون تک‌اتمی: یونی که فقط از یک اتم (نه عنصر!) تشکیل شده است، مانند: Na^+ ، Ca^{2+} و ...
 ب) یون چنداتمی: یونی که از اتصال دو یا چند اتم تشکیل شده است، مانند: OH^- ، NO_3^- ، NH_4^+ و ...

نکات مهم

- در یک یون چنداتمی، بار یون به اتم خاصی تعلق نداشته و به کل یون تعلق دارد.
- دقت کنید که یون‌هایی مانند N^{3-} (آزید)، O_4^{2-} (پراکسید) و ... اگرچه از یک نوع اتم تشکیل شده‌اند ولی چون بیش از یک اتم دارند، جزء یون‌های چنداتمی هستند.

ردیف	نام یون	فرمول شیمیایی	مدل فضاپرکن	ساختار لوویس
۱	آمونیم	NH_4^+		
۲	هیدروکسید	OH^-		
۳	نیتрат	NO_3^-		
۴	سولفات	SO_4^{2-}		
۵	فسفات	PO_4^{3-}		
۶	کربنات	CO_3^{2-}		

● در مدل فضا پرکن یون هیدروکسید (OH^-)، دو اتم اکسیژن (O) و هیدروژن (H) در یک صفحه قرار دارند، هم‌چنین در مدل فضاپرکن یون کربنات (CO_3^{2-}) یا نیترات (NO_3^-) تمام اتم‌ها در یک صفحه فرضی جا شده‌اند، اما مثلاً در مدل فضاپرکن یون آمونیوم (NH_4^+) تنها ۳ اتم



هیدروژن در یک صفحه جا شده است و اتم هیدروژن چهارم در خارج از صفحه قرار گرفته است؛ با توجه به مدل فضاپرکن یون‌های سولفات (SO_4^{2-}) و فسفات (PO_4^{3-})، این دو یون نیز همانند یون آمونیوم، ساختار مسطح ندارند.

نکته مهم

فکر نکنید که عنصرهای تشکیل‌دهنده همه یون‌های چنداتمی صرفاً نافلزی هستند. برای مثال در ساختار یون پرمنگنات (MnO_4^-)، فلز وجود دارد!



یادآوری نام گذاری ترکیب های یونی

نام گذاری ترکیب های یونی چندتایی (مانند: CaSO_4 , NH_4NO_3 و ...) همانند نام گذاری ترکیب های یونی دوتایی (مانند NaCl , CaCl_2) نام کاتیون + نام آنیون و ... بوده و به صورت روبه رو است:
اگر فلز کاتیون دارای ظرفیت متغیر باشد، باید ظرفیت آن به صورت عدد رومی داخل پرانتز ذکر شود.

فرمول نویسی ترکیب های یونی چندتایی

- مانند فرمول نویسی ترکیب های یونی دوتایی، کاتیون را سمت چپ و آنیون را سمت راست می نویسیم. با توجه به این که یک ترکیب یونی خنثی است، بر این اساس شمار کاتیون ها و آنیون ها را مشخص می کنیم.
- ظرفیت کاتیون را با آنیون جابه جا می کنیم. (ظرفیت یون برابر بار یون بدون علامت است).
- توجه کنید که اگر کاتیون یا آنیون چندتایی باشد، ابتدا دور کاتیون یا آنیون پرانتز گذاشته و سپس زیروندها را جابه جا می کنیم.
- زیروندها را اگر ساده می شوند، ساده می کنیم و از نوشتن زیروند ۱ خودداری می کنیم.

نکته مهم

در یک مول ترکیب یونی، تعداد الکترون های مبادله شده بین کاتیون و آنیون برابر است با:
| بار آنیون | × تعداد آنیون یا بار کاتیون × تعداد کاتیون = تعداد الکترون های مبادله شده

نکات مهم

- گیاهان برای رشد مناسب، افزون بر CO_2 و H_2O ، به عنصرهایی مانند N، P، S و ... نیاز دارند.
 - آمونیم سولفات $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ یکی از کودهای شیمیایی است که دو عنصر نیتروژن و گوگرد را در اختیار گیاه قرار می دهد.
 - ساختار لوویس یون های سازنده آمونیم سولفات به صورت مقابل است:
- $$\left[\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array} \right]^+$$

$$\left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ | \\ \text{:}\ddot{\text{O}}-\text{S}-\ddot{\text{O}}\text{:} \\ | \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^{2-}$$
- از انحلال هر واحد فرمولی آمونیم سولفات در آب، سه یون تولید می شود و در مجموع از لحاظ بار الکتریکی خنثی است:
- $$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{s}) \xrightarrow{\text{در آب}} 2\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$$
- مجموعاً ۳ مول یون
- در ساختار آمونیم سولفات، دو نوع پیوند کووالانسی و یونی وجود دارد اما این ماده در مجموع یک ترکیب یونی محسوب می شود.
- در اغلب ترکیبات یونی، حداقل یک فلز وجود دارد، اما آمونیم سولفات برخلاف این قاعده کلی، هیچ عنصر فلزی ندارد و چهار عنصر سازنده آن، نافلزی هستند!

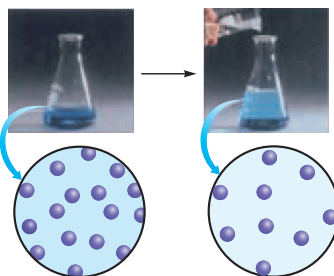
محلول

- تعریف: مخلوطی همگن از دو یا چند ماده که حالت فیزیکی و ترکیب شیمیایی در سرتاسر آن یکسان و یکنواخت است.
- حالت فیزیکی محللول ها می تواند جامد (مانند آلیاژها)، مایع (مانند محللول ضد یخ) و یا گاز (مانند هوا) باشد.
- محللول ها کاربردهای فراوانی در زندگی ما دارند:
- هوای پاک که تنفس می کنیم، محللولی از گازهاست.
- گلاب مخلوطی همگن از چند ماده آلی در آب است.
- ضد یخ، محللول اتیلن گلیکول در آب است؛ در کتاب درسی، این محللول با رنگ سبز نشان داده شده است.
- سرم فیزیولوژی، محللول رقیق نمک خوراکی (NaCl) در آب است.



– اجزای محلول –

- ۱ حل شونده: جزئی از محلول که شمار مول‌های (نه پرم!) آن در محلول کم‌تر است.
- ممکن است در یک محلول مانند آب دریا بیش از یک نوع حل شونده وجود داشته باشد؛ یعنی محلول از دو جزء تشکیل شده است، نه دو ماده!
- ۲ حلال: جزئی از محلول که شمار مول‌های (نه پرم!) آن بیشتر بوده و حل شونده را در خود حل می‌کند.
- ۳ پس: $\text{حل شونده} + \text{حلال} = \text{محلول}$



- دقت کنید که اولین شرط حلال این است که حل شونده را در خود حل کند؛ بنابراین در محلول‌هایی که یکی از اجزای مایع و سایر اجزای جامد یا گاز هستند، مایع در نقش حلال می‌باشد. حتی اگر در شرایطی مقدار مول زیادی از یک نمک در مقدار مول کمی آب حل شده باشد، باز هم آب حلال است؛ زیرا نمک در آب حل شده است. (تغییر حالت فیزیکی نمک از جامد به محلول)

محلول غلیظ و محلول رقیق

- ۱ محلول غلیظ: محلولی است که مقدار حل شونده (ها) در واحد مشخصی از آن زیاد است (یا مقدار حلال در آن کم است).
- ۲ محلول رقیق: محلولی است که مقدار حل شونده (ها) در واحد مشخصی از آن کم است (یا مقدار حلال زیاد است).

نکته

خواص محلول‌ها به ۱) خواص حلال، ۲) خواص حل شونده و ۳) مقدار آن‌ها (غلظت آن‌ها) بستگی دارد. بنابراین دانستن این که چه مقدار حل شونده در یک محلول وجود دارد، می‌تواند به درک خواص، رفتار و کاربرد آن محلول کمک کند.

نکته

مقدار نمک‌های حل شده در آب دریاهای گوناگون با یکدیگر تفاوت دارد. هرچه مقدار نمک حل شده در آب یک دریا بیشتر باشد، چگالی آب آن دریا نیز بیشتر است:

میزان نمک در ۱۰۰ گرم آب: دریای مرده < دریای سرخ < دریای مدیترانه < اقیانوس آرام

- ۳ در هر ۱۰۰ گرم از آب دریای مرده (بحرالمیت)، حدود ۲۷ گرم حل شونده (انواع نمک‌ها) وجود دارد؛ از این رو آب این دریا محلول غلیظی است که انسان می‌توان به راحتی روی آن شناور بماند. دریاچه ارومیه نیز یکی از دریاچه‌های شور دنیاست که مقدار نمک‌های حل شده در آن بسیار زیاد است.

غلظت

- ۱ تعریف: به مقدار ماده حل شونده موجود در مقدار معینی از حلال یا محلول، غلظت محلول می‌گویند.
- ۲ چند نمونه از بیان انواع غلظت:
 - ۱) قسمت در میلیون (ppm)
 - ۲) درصد جرمی (a یا W / W %)
 - ۳) غلظت مولی یا مولار (M یا C_M)

۱- قسمت در میلیون (ppm)

- ۱ جرم ماده حل شده در یک میلیون واحد (10^6) از جرم محلول را، قسمت در میلیون (ppm) می‌گویند.



نکات مهم

- ۱ ppm برای بیان غلظت محلول‌های بسیار رقیق استفاده می‌شود؛ مانند:
 - (۱) غلظت کاتیون‌ها و آنیون‌ها در آب معدنی، (۲) غلظت یون‌ها در آب آشامیدنی، (۳) غلظت یون در آب دریا، (۴) غلظت یون‌های بدن جانداران
 - (۵) غلظت یون‌ها در بافت‌های گیاهی و (۶) مقدار آلاینده‌های هوا.
- ۲ این کمیت نشان می‌دهد در یک میلیون گرم از محلول، چند گرم حل‌شونده وجود دارد.
- ۳ یکای صورت و مخرج در رابطه ppm باید یکسان باشد. مثلاً هر دو میلی گرم (تکراری) (mg)، گرم (g) یا هر دو کیلوگرم (kg) و ... باشد؛ بنابراین ppm یکا ندارد!

۲ رابطه اصلی برای محاسبه غلظت محلول‌ها بر حسب ppm:

$$\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل‌شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 10^6$$

فرمول‌های ppm

- (۱) $\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل‌شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 10^6$ (برای همه محلول‌ها)
- (۲) $\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل‌شونده (mg)}}{\text{جرم محلول (kg)}} \times 10^6$ (برای همه محلول‌ها)
- (۳) $\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل‌شونده (mg)}}{\text{جرم حلال (kg)}} \times 10^6$ (برای محلول‌های بسیار رقیق)
- (۴) $\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل‌شونده (mg)}}{\text{حجم محلول (L)}} \times 10^6$ (برای محلول‌های بسیار رقیق که حلال آن‌ها آب است.)

اگر جرم محلول آبی مشخص باشد، از روابط (۱) و (۲) استفاده می‌کنیم ولی اگر حجم محلول آبی رقیق معلوم باشد، رابطه (۴) مناسب‌تر است؛ توجه داشته باشید که رابطه‌های (۱) و (۲) برای همه محلول‌ها ولی رابطه (۴) فقط برای محلول‌های آبی بسیار رقیق کاربرد دارد.

۳ در بسیاری از سؤالات مربوط به بحث محلول‌ها، دو یا چند محلول با غلظت ppm مشخص با هم مخلوط شده و غلظت محلول حاصل از این فرایند از ما خواسته می‌شود. در چنین شرایطی، از روابط زیر استفاده کنیم:

$$\text{غلظت محلول نهایی} = \frac{(\text{جرم محلول اول} \times \text{غلظت ppm محلول اول}) + (\text{جرم محلول دوم} \times \text{غلظت ppm محلول دوم}) + \dots}{\text{جرم محلول اول} + \text{جرم محلول دوم} + \dots}$$

مثال یک صافی تصفیه آب آشامیدنی، ظرفیت جذب حداکثر ۳ مول یون نیترات را از آب دارد. با استفاده از این صافی حداکثر می‌توان چند لیتر آب شهری دارای ۱۰۰ ppm یون نیترات را به طور کامل تصفیه کرد؟ (چگالی آب، 1 g.mL^{-1} ، $N = 14$ ، $O = 16$)
(سراسری تهرانی خارج از کشور ۹۴)

۴۰۰ (۴)

۸۰۰ (۳)

۱۸۶۰ (۲)

۱۸۶۰ (۱)

پاسخ گزینه «۱» وقتی آقای طرح! می‌گوید ۱۰۰ ppm یون نیترات در آب شهری وجود دارد، یعنی در هر 10^6 گرم از آب شهری ۱۰۰ گرم یون نیترات همی یافت شود!

به این ترتیب خواهیم داشت:

$$3 \text{ mol NO}_3^- \times \frac{62 \text{ g NO}_3^-}{3 \text{ mol NO}_3^-} \times \frac{10^6 \text{ g شهری}}{100 \text{ g NO}_3^-} \times \frac{1 \text{ mL شهری}}{1 \text{ g شهری}} \times \frac{1 \text{ L شهری}}{1000 \text{ mL شهری}} = 1860 \text{ L}$$

۲- درصد جرمی (a یا %W/W)

- ۱ تعریف: به جرم ماده حل‌شده در ۱۰۰ واحد جرم محلول، درصد جرمی می‌گویند.
 - ۲ رابطه اصلی محاسبه غلظت محلول‌ها بر حسب درصد جرمی (a یا %W/W):
در مخرج این رابطه، باید جرم محلول را قرار دهیم. جرم محلول حاصل جمع جرم حلال و جرم حل‌شونده است؛ بنابراین می‌توان رابطه درصد جرمی را به صورت زیر نوشت:
- $$\text{درصد جرمی} = \frac{\text{جرم حل‌شونده}}{\text{جرم حل‌شونده} + \text{جرم حلال}} \times 100$$



نکات مهم

- ۱ درصد جرمی یک محلول، در حقیقت نوعی درصد خلوص حل‌شونده مورد نظر در محلول است؛ مثلاً بر روی ظرف حاوی محلول شست‌وشوی دهان عبارت «محلول استریل سدیم کلرید ۰/۹ درصد» نوشته شده است؛ یعنی در هر ۱۰۰ گرم از این محلول، ۰/۹ گرم سدیم کلرید یا حل‌شونده وجود داشته و بقیه آب یا حلال (۹۹/۱ گرم) است.
- ۲ در واقع وقتی می‌گوییم محلول a٪ جرمی است، یعنی از هر ۱۰۰ گرم محلول، a گرم حل‌شونده و (۱۰۰ - a) گرم حلال (مثلاً آب) داریم.
- ۳ در رابطه‌های قبلی که گفته شد، یکای جرم در صورت و مخرج کسر باید یکسان باشد، مثلاً هر دو میلی‌گرم (mg)، گرم (g)، کیلوگرم (kg) یا ... باشد؛ از این‌رو درصد جرمی هم مشابه ppm یکا نخواهد داشت.

۳ غلظت بسیاری از محلول‌ها در صنعت، پزشکی، داروسازی، کشاورزی و زندگی روزانه با درصد جرمی بیان می‌شود، برای مثال: (۱) سرکهٔ خوراکی با خاصیت اسیدی ملایم که به عنوان چاشنی در غذاها مصرف می‌شود، محلول ۵٪ جرمی استیک اسید (CH_3COOH) در آب است.

۴ اگر دو یا چند محلول با جرم و درصد جرمی‌های متفاوت از یک حل‌شونده با هم مخلوط شوند، به کمک رابطهٔ زیر می‌توان درصد جرمی محلول حاصل را محاسبه نمود:

$$\%W / W = \frac{(\text{درصد جرمی محلول دوم} \times \text{جرم محلول دوم}) + (\text{درصد جرمی محلول اول} \times \text{جرم محلول اول})}{\text{جرم محلول دوم} + \text{جرم محلول اول}}$$

● حواستان باشد که در این رابطه، یکای جرم همهٔ محلول‌ها باید یکسان باشد!

رابطهٔ درصد جرمی و قسمت در میلیون

$$\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل‌شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 10^6, \text{ درصد جرمی} = \frac{\text{جرم حل‌شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 100$$

$$\Rightarrow \frac{\text{ppm}}{\text{درصد جرمی}} = 10^4 \Rightarrow \text{ppm} = \text{درصد جرمی} \times 10^4$$

● حواستان باشد که در این رابطه، درصد جرمی بدون علامت درصد می‌باشد.

جداسازی و استخراج مواد از آب دریا

- ۱ مواد شیمیایی موجود در آب دریا را می‌توان به روش‌های فیزیکی یا شیمیایی جدا کرد.
- ۲ تبلور یک روش فیزیکی جداسازی حل‌شوندهٔ جامد از حلال در محلول‌هاست که با سردکردن آرام محلول غلیظ یا با تبخیر آهستهٔ حلال، انجام می‌شود. در واقع جداسازی حل‌شونده از محلول به شکل بلورهای جامد را تبلور می‌نامند. برای مثال سالانه میلیون‌ها تن سدیم کلرید با روش تبلور از آب دریا جداسازی و استخراج می‌شود و یا تولید نبات از محلول غلیظ آب و شکر به روش تبلور صورت می‌گیرد.
- ۳ سدیم کلرید یا نمک خوراکی در زندگی روزانه و صنایع گوناگون کاربردهای فراوانی دارد:

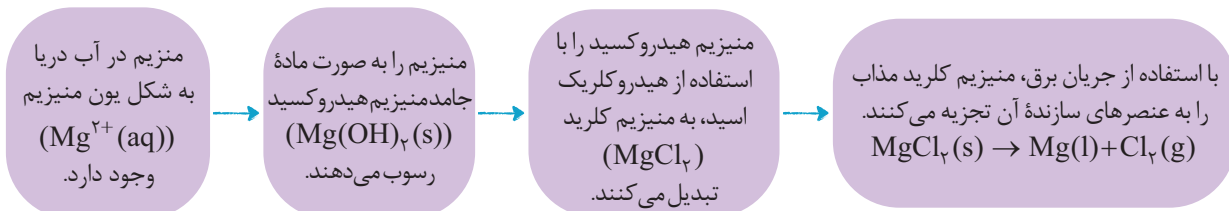
- ← تهیهٔ گاز کلر، فلز سدیم، سود سوزآور و گاز هیدروژن ← فراوان‌ترین کاربرد
- ← ذوب یخ موجود در جاده‌ها
- ← فراوری گوشت، تهیهٔ کنسرو تن، تهیهٔ خمیر کاغذ، پارچه، رنگ، پلاستیک و صنعت نفت
- ← تولید سدیم کربنات
- ← مصارف خانگی
- ← تغذیهٔ جانوران



مرورنامه آزمون آزمایشی خیلی سبز

شیمی

جداسازی و استخراج منیزیم به روش شیمیایی



۱ فلز منیزیم (Mg) برخلاف سدیم کلرید، به روش شیمیایی از آب دریا جدا می شود.

۲ برای تهیه فلز منیزیم (Mg)، جریان برق از منیزیم کلرید مذاب (حالت l) عبور داده شود نه محلول آن (حالت aq)!

۳ فلز منیزیم در تهیه آلیاژها، شربت معده و ... کاربرد دارد.



– بازها، محلول‌هایی با $14 \leq \text{pH} < 7$ در دمای اتاق –

- در محلول‌های آبی مواد بازی، $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ و pH محلول آن‌ها در دمای اتاق، در گستره ۷ تا ۱۴ خواهد بود. بدیهی است که هر چه غلظت یون هیدروکسید در محلول آن‌ها بیشتر باشد pH بزرگ‌تر و به ۱۴ نزدیک‌تر است.
- وقتی یک ماده بازی در آب حل می‌شود، $[\text{OH}^-]$ را افزایش می‌دهد و به همین دلیل باعث می‌شود که غلظت یون هیدروکسید $[\text{OH}^-]$ در محلول حاصل بیشتر از غلظت یون هیدرونیوم $[\text{H}^+]$ شود.
- بازهای معروفی مثل سود سوزآور (NaOH) و پتاس سوزآور (KOH) (و به طور کلی هیدروکسیدهای گروه فلزهای قلیایی) بازهای بسیار قوی هستند به طوری که جزء مواد خورنده محسوب می‌شوند.
- بازهای قوی بر اثر حل شدن در آب، تقریباً به طور کامل به یون‌های سازنده‌اش تفکیک شده و یون OH^- تولید می‌کنند:

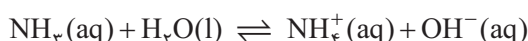


$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

● pH محلول سدیم هیدروکسید برابر با ۱۴ است:

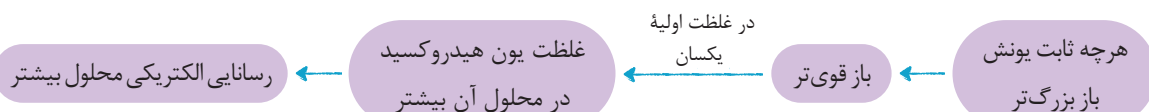
$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{1} = 10^{-14} \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-14} = 14$$

- بعضی بازها مثل آمونیاک (NH_3) ضعیف‌اند و به طور جزئی در آب یونیده می‌شوند به طوری که در محلول آن‌ها علاوه بر مقدار کمی از یون‌های آبپوشیده، شمار بسیاری از مولکول‌های آمونیاک نیز یافت می‌شوند:



- بازها هم مانند اسیدها ثابت یونش دارند که با K_b آن را نشان می‌دهند. بدیهی است که در دمای معین هر چه K_b بزرگ‌تر باشد، آن باز قوی‌تر و غلظت یون هیدروکسید در شرایط معین بیشتر است. برای مثال در رابطه با واکنش تعادلی یونش آمونیاک در آب داریم: (از آن‌جا که آب مایع (l) است و غلظت آن در دمای ثابت تغییر نمی‌کند، در رابطه ثابت یونش باز، غلظت H_2O ظاهر نمی‌شود).

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$



- کاربردهای بسیاری از بازها در زندگی روزانه شناسایی شده است که از جمله می‌توان به شیشه‌پاک‌کن (می‌توان از محلول آمونیاک در آب با $\text{pH} = 10/7$ استفاده کرد.) و لوله‌بازکن (می‌توان از محلول سدیم هیدروکسید در آب با $\text{pH} = 13/4$ استفاده کرد.) اشاره نمود.

– رابطه بین $[\text{OH}^-]$ ، M_b (غلظت محلول بازی) و K_b –

● رابطه دقیق ($K_b > 10^{-5}$ یا $\alpha > 0/05$):
$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{M_b - [\text{OH}^-]}$$

● رابطه تقریبی ($K_b < 10^{-5}$ یا $\alpha < 0/05$):
$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{M_b}$$

- اگر در تستی، مقدار دقیق K_b یا کمیت دیگر را خواستند، از رابطه دقیق ولی اگر مقدار خواسته‌شده به صورت تقریبی بود، می‌توانیم از رابطه تقریبی استفاده کنیم.

– رابطه بین α ، M_b و K_b –

- اگر درجه یونش بازی برابر α باشد، داریم:
$$\alpha = \frac{\text{غلظت مولکول‌های یونیده شده}}{\text{غلظت کل مولکول‌های حل شده}} = \frac{[\text{OH}^-]}{M_b} \Rightarrow [\text{OH}^-] = M_b \cdot \alpha$$

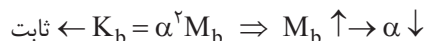


در رابطه بالا به جای غلظت مولکول‌ها، شمار مولکول‌ها را می‌توان قرار داد.

● رابطه دقیق ($K_b > 10^{-5}$ یا $\alpha > 0.05$): $K_b = \frac{M_b \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$

● رابطه تقریبی ($K_b < 10^{-5}$ یا $\alpha < 0.05$): $K_b = M_b \cdot \alpha^2$

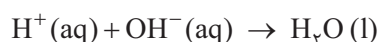
● K_b در دمای معین، مقداری ثابت است و فقط به دما وابسته است. پس هر چه M_b یا غلظت یک باز ضعیف بیشتر شود، α یا درجهٔ یونش آن کاهش می‌یابد:



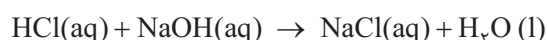
– واکنش اسید و باز –

● یکی از رفتارهای جالب و پرکاربرد در اسیدها و بازها، واکنش‌های شیمیایی بین آن‌هاست. در واقع اسیدها و بازها می‌توانند با هم واکنش دهند و یکدیگر را خنثی کنند.

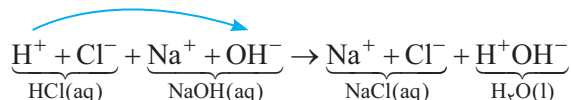
● به طور کلی معادلهٔ واکنش میان اسید و باز را در محلول آبی می‌توان به صورت زیر نشان داد. معادله‌ای که نشان‌دهندهٔ واکنش خنثی‌شدن اسید و باز است:



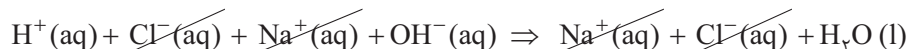
مثال واکنش بین هیدروکلریک اسید (HCl) و سدیم هیدروکسید (NaOH):



● در واقع از دید میکروسکوپی، در این واکنش، H^+ از HCl و OH^- از NaOH با هم واکنش می‌دهند و آب تولید می‌شود:

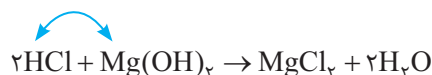


● در این واکنش، یون‌های هیدرونیوم در واکنش با یون‌های هیدروکسید، به مولکول‌های آب تبدیل می‌شوند در حالی که یون‌های $Na^+(aq)$ و $Cl^-(aq)$ دست‌نخورده باقی می‌مانند؛ به این یون‌ها، ناظر یا تماشاچی می‌گویند که تأثیری در واکنش انجام‌شده ندارند و هیچ انفعال شیمیایی روی آن‌ها انجام نمی‌شود. یون‌های ناظر را می‌توان در واکنش در نظر نگرفت و از دو طرف واکنش خط زد؛ در واقع اتفاق اصلی در واکنش فوق، بین $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ انجام می‌شود که به $H_2O(l)$ تبدیل می‌شوند.

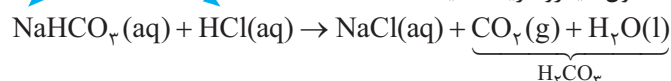


● برخی از واکنش‌های مهم خنثی‌شدن اسید و باز:

واکنش HCl با منیزیم هیدروکسید:



واکنش جوش شیرین (سدیم هیدروژن کربنات - $NaHCO_3$) با محلول هیدروکلریک اسید:



♦♦ مسائل pH ♦♦

– محاسبهٔ pH محلول‌های اسیدی و بازی –

1 در حل مسائل، ابتدا باید به خاصیت اسیدی یا بازی محلول دقت کنید:

(در محلول‌های اسیدی)

ظرفیت اسید (در حد کتاب درسی اسیدهای تک پروتون‌دار را داریم $(n = 1)$)

$$[H^+] = 10^{-pH} = M \times n \times \alpha$$

(در محلول‌های بازی)

ظرفیت باز (مثلاً در NaOH برابر ۱ و در $Ba(OH)_2$ برابر ۲ است.)

$$[OH^-] = M \times n \times \alpha$$



$$pH = -\log[H^+] = -\log(M \times n \times \alpha) \quad [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} \Rightarrow pH = -\log[H^+] \quad \text{در دمای اتاق}$$

M غلظت مولی، n ظرفیت اسید یا باز و α درجه یونش است.

۲ درجه یونش (α) اسیدها و بازهای قوی را به دلیل این که تقریباً به صورت کامل در آب یونش می یابند، برابر یک در نظر می گیریم.

نکته ۱ سولفوریک اسید (H_2SO_4) دارای دو هیدروژن اسیدی است و طی دو مرحله یونش می یابد. در مرحله اول، ۱ مول H_2SO_4 به طور کامل به ۱ مول H^+ و ۱ مول HSO_4^- تبدیل می شود و در مرحله دوم طی واکنش تعادلی هر ۱ مول HSO_4^- مرحله اول، به کم تر از ۱ مول H^+ و SO_4^{2-} تبدیل می شود.

نکته ۲ دقت کنید که در واکنش خنثی شدن اسید و باز با یکدیگر همه پروتون های اسید و همه هیدروکسیدهای محلول باز با هم واکنش می دهند. پس در واکنش خنثی شدن H_2SO_4 ، هر دو هیدروژن اسیدی به طور کامل مصرف می شوند.

۳ اگر به جای غلظت اسید یا باز، جرم حل شونده داده شود، ابتدا به کمک جرم مولی، جرم را به مول تبدیل کرده و سپس با استفاده از حجم محلول، غلظت مولی اسید یا باز را محاسبه می کنیم.

نکات مهم

۱ اگر در متن سؤال، از شما پرسیده شود که چه مقدار اسید یا باز باید به مقدار معینی آب افزود تا pH آن از ۷ به n برسد، درست مانند این است که بگویند برای تهیه محلولی با $pH = n$ باید چه مقدار اسید یا باز به مقدار معینی آب افزود!

۲ به طور کلی هر چه pH محلول به pH خنثی نزدیک تر باشد، افزودن مقدار کمتری از اسید یا باز باعث تغییر مقدار مشخصی در pH محلول خواهد شد؛ در واقع در محلول های بسیار اسیدی یا بسیار بازی، چون غلظت یون های هیدرونیوم یا هیدروکسید در آن ها بسیار زیاد است، به مقدار بیشتری اسید یا باز برای تغییر pH شان نیاز است. پس در نهایت چیزی که مهم است و باید در نظر گرفته شود، تفاوت غلظت یون هیدرونیوم در محلول اسیدی یا یون هیدروکسید در محلول بازی است و تفاوت pH چندان اهمیتی ندارد!

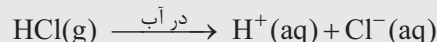
• رنگ گل ادریسی به میزان اسیدی بودن خاک بستگی دارد؛ به طور کلی این گل در خاک اسیدی ($pH < 7$) به رنگ آبی و در خاک بازی ($pH > 7$) به رنگ سرخ شکوفا می شود؛ درست برعکس رنگ کاغذ pH!

مثال ۴۴/۸ میلی لیتر $HCl(g)$ در شرایط STP در نیم لیتر آب مقطر به طور کامل حل شده است. pH تقریبی محلول به دست آمده کدام است و در این محلول، غلظت مولار یون هیدرونیوم چند برابر غلظت مولار یون هیدروکسید است؟ ($\log 4 = 0.6$)

(کنکور تهری ۹۸)

$$1/6 \times 10^{-9}, 2/4 \quad 1/5 \times 10^{-9}, 2/4 \quad 1/6 \times 10^{-9}, 2/6 \quad 1/5 \times 10^{-9}, 2/6$$

پاسخ گزینه «۴»: ابتدا باید حساب کنیم که به ازای انحلال ۴۴/۸ میلی لیتر گاز HCl ، چند مول H^+ به دست می آید:



$$44/8 \text{ mL } HCl \times \frac{1 \text{ mol } HCl}{22400 \text{ mL } HCl} \times \frac{1 \text{ mol } H^+}{1 \text{ mol } HCl} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol } H^+$$

$$[H^+] = \frac{\text{تعداد مول } H^+}{\text{حجم محلول (L)}} = \frac{2 \times 10^{-3}}{0.5} = 4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

حالا غلظت مولی H^+ را محاسبه می کنیم:

$$pH = -\log[H^+] = -\log(4 \times 10^{-3}) = 3 - \log 4 = 3 - 0.6 = 2.4$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{4 \times 10^{-3}} = 2.5 \times 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

در ارتباط با قسمت دوم داریم:

$$\frac{[H^+]}{[OH^-]} = \frac{4 \times 10^{-3}}{2.5 \times 10^{-12}} = 1.6 \times 10^9$$



مثال ثابت یونش اسید HA در محلول ۰/۲ مولار آن برابر ۰/۱ است. pH این محلول کدام است و با pH محلول چند گرم بر لیتر نیتریک اسید برابر است؟ (به ترتیب از راست به چپ؛ $O = ۱۶, N = ۱۴, H = ۱: g.mol^{-1}$)

(کنکور ریاضی فارغ ۹۹)

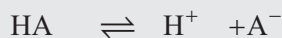
۶/۳، ۱ (۴)

۳/۶، ۱ (۳)

۳/۶، ۲ (۲)

۶/۳، ۲ (۱)

پاسخ گزینه «۴»



غلظت تعادلی: $0.2 - x$ x x

$$K_a = \frac{x^2}{0.2 - x} \Rightarrow 0.1 = \frac{x^2}{0.2 - x} \Rightarrow x^2 + 0.1x - 0.02 = 0$$

$$\Delta = b^2 - 4ac = (0.1)^2 - 4(1)(-0.02) = 0.09$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{\Delta}}{2a} \Rightarrow x = \frac{-0.1 \pm 0.3}{2}$$

$$x_1 = -0.2 \text{ غلط}, x_2 = 0.1 \Rightarrow [H^+] = 0.1$$

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

نیتریک اسید، یک اسید قوی است و در محلول آن غلظت اسید با غلظت یون هیدرونیوم برابر است:

$$HNO_3 \text{ جرم مولی} = 1 + 14 + 3(16) = 63 g.mol^{-1}$$

$$[HNO_3] = [H^+] = 0.1 \frac{mol}{L} \times \frac{63 g}{1 mol} = 6.3 g.L^{-1}$$

– رقیق کردن محلول‌های اسیدی و بازی –

در اسیدهای قوی، pH به اندازه $\log n$ افزایش می‌یابد. (به سمت عدد ۷)

در بازهای قوی، pH به اندازه $\log n$ کاهش می‌یابد. (به سمت عدد ۷)

$$|\Delta pH| = \log n = \log \frac{V_2}{V_1}$$

n برابر کردن حجم محلول با افزودن آب (n مرتبه رقیق شدن)

- در واقع، غلظت یون هیدرونیوم با pH، رابطه عکس و غلظت یون هیدروکسید با pH، رابطه مستقیم دارد.
- هر چه محلول بازی رقیق‌تر شود، pH محلول کاهش یافته و به عدد ۷ یا حالت خنثی نزدیک‌تر می‌شود؛ همچنین هر چه محلول اسیدی رقیق‌تر شود، pH محلول افزایش یافته و به عدد ۷ یا حالت خنثی نزدیک‌تر می‌شود.
- در مسائل رقیق‌سازی، ظرفیت اسید یا باز، به هیچ عنوان تأثیری روی مقدار کم‌شدن یا زیادشدن pH ندارند.

در اسیدهای قوی، pH به اندازه $\log n$ کاهش می‌یابد. (به سمت عدد ۰)

در بازهای قوی، pH به اندازه $\log n$ افزایش می‌یابد. (به سمت عدد ۱۴)

$$|\Delta pH| = \log n = \log \frac{V_2}{V_1}$$

n برابر کردن غلظت محلول با تبخیر آب از آن یا n برابر کردن مقدار اسید محلول (n مرتبه غلیظ‌شدن)

- هر چه محلول بازی غلیظ‌تر شود، pH محلول افزایش یافته و به عدد ۱۴ نزدیک‌تر می‌شود؛ همچنین هر چه محلول اسیدی غلیظ‌تر شود، pH محلول کاهش یافته و به عدد صفر نزدیک‌تر می‌شود.
- اگر محلول یک اسید یا باز ضعیف ($\alpha < 0.5$ یا $\alpha < 10^{-5}$) (در واقع اسیدها و بازهایی که بتوان برایشان از رابطه $K = M \cdot \alpha$ استفاده کرد.) را رقیق کنیم (و حجم آن را از V_1 به V_2 برسانیم)، تغییرات pH به صورت زیر است:

$$\Delta pH = \frac{1}{n} \log(\text{چند مرتبه رقیق شدن}) = \frac{1}{n} \log \frac{V_2}{V_1}$$



● باز هم هر چه محلول بازی رقیق تر شود، pH محلول کاهش یافته و به عدد ۷ یا حالت خنثی نزدیک تر می شود؛ هم چنین هر چه محلول اسیدی رقیق تر شود، pH محلول افزایش یافته و به عدد ۷ یا حالت خنثی نزدیک تر می شود.

مثال اگر به حجم معینی از محلول ۰/۲ مولار سدیم هیدروکسید، همان حجم آب مقطر اضافه شود، pH آن از به می رسد که برابر pH محلول مولار آن است. ($\log 5 = 0.7$)

(کنکور ریاضی ۱۹)

۰/۱-۱۳-۱۳/۳ (۴) ۰/۰۱-۱۳-۱۳/۳ (۳) ۰/۱-۱۲/۷-۱۳/۷ (۲) ۰/۰۱-۱۲/۷-۱۳/۷ (۱)

پاسخ گزینه «۴»: می دانیم سدیم هیدروکسید (NaOH) یک باز قوی است.

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] \times 0.2 = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = 5 \times 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$$

اول باید دید pH محلول ۰/۲ مولار سدیم هیدروکسید چه قدر است:

$$pH = -\log[H^+] = -\log(5 \times 10^{-14}) = -(\log 5 + \log 10^{-14}) = -(0.7 + (-14)) = 13.3$$

حال اگر به حجم معینی از این محلول، همان حجم آب مقطر اضافه کنیم، حجم محلول ۲ برابر شده، یعنی ۲ مرتبه رقیق شده است:

$$\Delta pH = \log(\text{چند مرتبه رقیق شدن}) = \log 2 = -\log 5 = 0.7$$

پس pH محلول ۰/۳ واحد کاهش یافته و به ۱۳ می رسد. در ضمن وقتی حجم محلول ۲ برابر شود، غلظت نصف می شود و محلول سدیم هیدروکسید ما ۰/۱ مولار است.

مسائل خنثی شدن اسید و باز

- واکنش های خنثی شدن کامل -

● هرگاه دو محلول اسید و باز همدیگر را کاملاً خنثی کنند و به طور کامل با هم واکنش دهند، می توان واکنش میان اسید و باز را به صورت معادله های موازنه شده ای نوشت و از روابط استوکیومتری میان آن ها استفاده کرد. هم چنین از رابطه زیر نیز می توان استفاده کرد:

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

حجم باز × غلظت باز × ظرفیت باز = حجم اسید × غلظت اسید × ظرفیت اسید

در دو طرف معادله فوق، تنها یکسان بودن یکای حجم کافی است و لزومی ندارد این یکاها برحسب SI باشند.

● محاسبه مقدار ظرفیت در ترکیب های گوناگون: تعداد OH^- بازی: ظرفیت در بازها، تعداد پروتون های اسید: ظرفیت در اسیدها

مثال	n
هیدروکسید فلزهای قلیایی، آمونیاک (NH_3)	۱
H_2SO_4 ، هیدروکسید فلزهای قلیایی خاکی	۲
H_3PO_4	۳

● در واکنش خنثی شدن کامل، محلول های اسیدی و بازی به طور کامل با هم واکنش می دهند؛ پس می توان گفت در واکنش خنثی شدن کامل، تعداد مول یون هیدرونیوم اسید با تعداد مول یون هیدروکسید باز باید با هم برابر باشند:

$$\text{حجم باز} \times \text{غلظت } OH^- = \text{حجم اسید} \times \text{غلظت } H^+ \Rightarrow \text{تعداد مول } OH^- \text{ در محلول بازی} = \text{تعداد مول } H^+ \text{ در محلول اسیدی}$$

البته دقت کنید که این فرمول فقط برای اسیدها و بازهای قوی برقرار است و برای اسیدها و بازهای ضعیف، از همان رابطه اصلی استفاده کنید.



– واکنش‌های بدون خنثی شدن کامل –

• اگر در واکنش خنثی شدن محلول‌های اسیدی و بازی که با یکدیگر مخلوط شده‌اند، تنها یکی از آن‌ها به طور کامل مصرف شوند، مقداری از ماده دیگر باقی خواهد ماند؛ در این مواقع، باید غلظت H^+ و یا OH^- باقی‌مانده در محلول را به دست آورد:

$$[H^+] \text{ یا } [OH^-] = \frac{\overbrace{n_a \cdot M_a \cdot V_a}^{\text{اسید}} - \overbrace{n_b \cdot M_b \cdot V_b}^{\text{باز}}}{V_a + V_b} = \frac{|\text{تعداد مول } OH^- \text{ اولیه} - \text{تعداد مول } H^+ \text{ اولیه}|}{\text{حجم محلول باز} + \text{حجم محلول اسید}}$$

اگر مقدار مربوط به اسید ($n_a \cdot M_a \cdot V_a$) بیشتر از مقدار مربوط به باز ($n_b \cdot M_b \cdot V_b$) باشد، محیط اسیدی (مقدار pH کمتر از ۷) و مقدار حاصل، غلظت یون هیدرونیوم را نشان می‌دهد؛ اما اگر مقدار مربوط به باز بیشتر باشد، محیط بازی (مقدار pH بیشتر از ۷) و مقدار حاصل، غلظت یون هیدروکسید را نشان می‌دهد.

مثال pH دو لیتر محلول هیدروکلریک اسید ۰/۰۱ مولار، با افزودن چند گرم پتاسیم هیدروکسید (با جرم مولی ۵۶ گرم بر مول) به

تقریب دو برابر می‌شود؟

$$۱/۱۱(۴)$$

$$۱/۰۰(۳)$$

$$۰/۵۵(۲)$$

$$۰/۵(۱)$$

$$[H^+] = [HCl] = ۱۰^{-۲} \text{ mol.L}^{-1}$$

پاسخ گزینه «۴»: pH محلول ۰/۰۱ مولار هیدروکلریک اسید برابر است با:

$$pH = -\log[H^+] = -\log ۱۰^{-۲} = ۲$$

پس باید محاسبه کرد که با اضافه شدن چند گرم KOH، pH ۲ لیتر از این محلول از ۲ به ۴ می‌رسد:

$$[H^+]_{\text{نهایی}} = ۱۰^{-pH} = ۱۰^{-۴} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+]_{\text{نهایی}} = \frac{\text{تعداد مول } OH^- \text{ اضافه شده} - \text{تعداد مول } H^+ \text{ اولیه}}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}}$$

$$\Rightarrow [H^+]_{\text{نهایی}} = \frac{\text{تعداد مول } OH^- \text{ اضافه شده} - \text{حجم محلول بر حسب لیتر} \times \text{غلظت مولی } H^+ \text{ اولیه} (M)}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}}$$

$$\Rightarrow ۱۰^{-۴} = \frac{(۱۰^{-۲} \times ۲) - n}{۲} \Rightarrow ۰/۰۰۰۲ = ۰/۰۲ - n \Rightarrow n = ۰/۰۱۹۸ \text{ mol KOH}$$

$$۰/۰۱۹۸ \text{ mol KOH} \times \frac{۵۶ \text{ g KOH}}{۱ \text{ mol KOH}} = ۱/۱۰۸۸ \approx ۱/۱۱ \text{ g KOH}$$

نکته

در برخی از سؤالات، چند محلول اسیدی به هم افزوده شده و pH محلول اسیدی حاصل از فرایند خواسته می‌شود. در این حالت باید مقدار یون هیدروژن موجود در اجزای سازنده محلول نهایی را با هم جمع و تقسیم بر حجم نهایی محلول کنیم:

$$[H^+]_{\text{نهایی}} = \frac{(\text{حجم محلول اول} \times \text{غلظت محلول اول}) + (\text{حجم محلول دوم} \times \text{غلظت محلول دوم}) + \dots}{\text{حجم محلول اول} + \text{حجم محلول دوم} + \dots}$$

هم‌چنین در مخلوط شدن بازها، تعداد مول یون هیدروکسید موجود در هر محلول را محاسبه و غلظت مولار یون OH^- در محلول نهایی را به دست می‌آوریم:

$$[OH^-]_{\text{نهایی}} = \frac{\text{مجموع تعداد مول‌های } OH^-}{\text{حجم محلول نهایی}}$$

سپس می‌توان $[H^+]$ محلول نهایی را با استفاده از رابطه $[H^+][OH^-] = ۱۰^{-۱۴}$ حساب کرد و در نهایت pH محلول را از رابطه $pH = -\log[H^+]$ به دست آورد.



مثال اگر ۶۰ میلی لیتر محلول نیتریک اسید با $\text{pH} = 1/15$ را با ۱۴۰ میلی لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 1/7$ مخلوط کنیم، pH محلول حاصل کدام است؟

(۱) $1/35$ (۲) $1/5$ (۳) $1/2$ (۴) $1/45$

پاسخ گزینه «۴»: غلظت مولار H^+ را در هر دو محلول محاسبه می کنیم:

$$\text{HNO}_3: [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1/15} = 10^{-0.0667} = 10^{-0.0667} \times 10^{-2} \xrightarrow{\log 7 = 0.845} 7 \times 10^{-2} = 0.07 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{HCl}: [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1/7} = 10^{-0.1429} = 10^{-0.1429} \times 10^{-2} \xrightarrow{\log 2 = 0.3} 2 \times 10^{-2} = 0.02 \text{ mol.L}^{-1}$$

غلظت H^+ در محلول حاصل برابر است با:

$$[\text{H}^+]_{\text{نهایی}} = \frac{[\text{H}^+]_1 V_1 + [\text{H}^+]_2 V_2}{V_1 + V_2} = \frac{(0.07 \times 0.06) + (0.02 \times 0.14)}{0.06 + 0.14} = 0.035 \text{ mol.L}^{-1}$$

pH محلول حاصل برابر است با:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(3.5 \times 10^{-2}) = 2 - \log 3.5 = 2 - \log 3.5 = 2 - \log 5 - \log 7 = 2 - 0.7 - 0.845 = 1/45$$

– حل مسائل pH با دیگر غلظت ها –

$$\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 10^6 \quad \text{یا} \quad \text{ppm} = \frac{\text{جرم حل شونده (mg)}}{\text{حجم محلول (L)}} \quad (\text{برای محلول های بسیار رقیق})$$

$$\text{درصد جرمی} = \frac{\text{جرم حل شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 100$$

$$\text{ppm} \times 10^{-4} = \text{درصد جرمی} \quad \text{یا} \quad \text{درصد جرمی} \times 10^4 = \text{ppm}$$

$$\text{a: درصد جرمی و d: چگالی محلول بر حسب } (\text{g.mL}^{-1}) = \frac{100 \text{ ad}}{\text{جرم مولی حل شونده}} = \text{غلظت مولی}$$

$$100 \times \frac{\text{جرم حل شونده}}{\text{جرم آب}} = \text{انحلال پذیری}$$

مثال در صورتی که یک میلی لیتر از محلول غلیظ اسید قوی HA با چگالی ۲/۵ گرم بر میلی لیتر تا ۱۰۰ mL رقیق و به آن ۱۶ g سدیم هیدروکسید افزوده شود، محلولی با $\text{pH} = 2$ به دست می آید. درصد جرمی محلول اسید اولیه کدام است؟ ($\text{HA} = 150, \text{Na} = 23, \text{O} = 16, \text{H} = 1 : \text{g.mol}^{-1}$)

(۱) ۶ (۲) ۲۴ (۳) ۳۰ (۴) ۳۶

پاسخ گزینه «۳»: تعداد مول یون هیدروکسید حاصل از NaOH:

$$\text{mol OH}^- = 0.16 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \times \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol NaOH}} = 0.004 \text{ mol OH}^-$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}, \quad 100 \text{ mL} = 0.1 \text{ L}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{\text{تعداد مول OH}^- - \text{تعداد مول H}^+ \text{ حاصل از اسید}}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}} \Rightarrow 10^{-2} = \frac{x - 0.004}{0.1} \Rightarrow x = 0.005 \text{ mol}$$

از آن جایی که HA اسید قوی است، تعداد مول H^+ با HA برابر است.

$$\Rightarrow \text{HA} \text{ مول} = \text{H}^+ \text{ مول} = 0.005 \text{ mol}$$

$$0.005 \text{ mol HA} \times \frac{150 \text{ g HA}}{1 \text{ mol HA}} = 0.75 \text{ g HA}$$

به این ترتیب جرم HA موجود در محلول اسید اولیه برابر است با:

$$\text{چگالی محلول (g.mL}^{-1}\text{)} = \frac{\text{جرم محلول (g)}}{\text{حجم محلول (mL)}} \Rightarrow 2/5 = \frac{\text{جرم محلول (g)}}{1} \Rightarrow \text{جرم محلول} = 2/5 \text{ g}$$

$$\text{درصد جرمی} = \frac{\text{جرم HA حل شده}}{\text{جرم محلول}} \times 100 = \frac{0.75}{2/5} \times 100 = 30\%$$



– حل مسائل pH ترکیبی با مبحث استوکیومتری –

در این نوع از مسائل، با ترکیب pH و استوکیومتری مواجه هستیم که در آن‌ها افزون بر غلظت و حجم محلول‌ها، ممکن است با کمیت‌های دیگری مانند جرم و ... نیز مواجه شویم. برای حل این نوع از مسائل استوکیومتری محلول‌ها، می‌توان به جای روش کسر تبدیل، از روش تناسب نیز استفاده کرد:

$$\frac{\text{میلی لیتر محلول} \times \text{غلظت مولی}}{\text{ضریب}} = \frac{\text{لیتر محلول} \times \text{غلظت مولی}}{\text{ضریب}} = \frac{\text{میلی لیتر گاز (STP)}}{22400 \times \text{ضریب}} = \frac{\text{لیتر گاز (STP)}}{22.4 \times \text{ضریب}} = \frac{\text{جرم مولی} \times \text{ضریب}}{\text{جرم}} = \frac{\text{مول}}{\text{ضریب}}$$

منظور از ضریب، ضریب استوکیومتری ماده مورد نظر در معادله موازنه شده واکنش انجام شده است.

مثال pH محلول ۰/۱ مولار هیدروفلوئوریک اسید برابر ۲/۷ است. درصد یونش تقریبی آن کدام است و ۲۰۰ میلی لیتر از این محلول

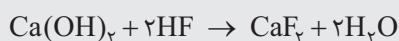
در واکنش با مقدار کافی کلسیم هیدروکسید، چند میلی گرم رسوب کلسیم فلوئورید تشکیل می‌دهد؟ ($\text{Ca} = 40, \text{F} = 19 : \text{g.mol}^{-1}$)

(کنکور تهری ۹۹)

$$\begin{array}{l} 395, 2(1) \quad 780, 2(2) \quad 590, 2(4) \quad 680, 2(4) \\ \text{پاسخ گزینه «۲»} \end{array}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2.7} = 10^{-3} \times 10^{-0.7} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{درصد یونش} = \frac{[\text{H}^+]}{M} \times 100 = \frac{2 \times 10^{-3}}{0.1} \times 100 = 2\%$$



$$\frac{\text{حجم (L)} \times \text{غلظت مولی}}{\text{ضریب}} = \frac{\text{جرم}}{\text{جرم مولی} \times \text{ضریب}} \Rightarrow \frac{0.1 \times 0.2}{2 \times 1} = \frac{x}{1 \times 78} \Rightarrow x = 0.78 \text{ g} = 780 \text{ mg}$$

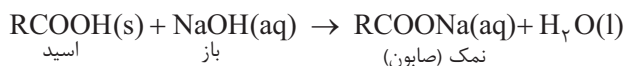
– شوینده‌های خورنده چگونه عمل می‌کنند؟ –

پاک‌کننده‌ها و شوینده‌های خورنده با انجام واکنش شیمیایی با لکه‌ها و آلودگی‌ها، آن‌ها را به فرآورده‌هایی تبدیل می‌کنند که در آب حل شده یا پخش می‌شوند. در واقع این پاک‌کننده‌ها، افزون بر برهم‌کنش میان ذره‌ها، با آلاینده‌ها واکنش شیمیایی می‌دهند و آن‌ها را به فرآورده‌هایی تبدیل می‌کنند که در آب محلول هستند.

براساس نوع کاربرد شوینده‌های خورنده، آن‌ها را به دو دسته اسیدی و بازی تقسیم می‌کنند:

– شوینده‌های خورنده بازی –

اگر مسیر لوله‌ای با مخلوطی از اسیدهای چرب (RCOOH) مسدود شده باشد، برای بازکردن این لوله باید از محلول غلیظ سدیم هیدروکسید (NaOH) استفاده کرد. فرآورده این واکنش هم، خودش نوعی پاک‌کننده (صابون) است که هم در آب حل شده و هم می‌تواند چربی‌های اضافی را بزداید. معادله واکنش‌های کلی که انجام می‌شود را می‌توان به شکل کلی زیر نمایش داد:



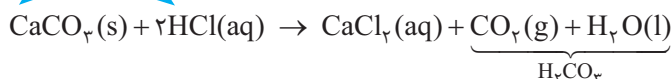
– شوینده‌های خورنده اسیدی –

اگر موادی که سبب گرفتگی لوله‌ها و مجاری می‌شوند، خاصیت بازی داشته باشند، به طوری که روی دیواره لوله‌ها و مجاری به شکل رسوب به جای مانده‌اند؛ از شوینده‌های خورنده اسیدی مانند هیدروکلریک اسید استفاده می‌شود.

در این حالت لوله بازکن در واکنش با این رسوب‌ها، فرآورده‌های محلول در آب یا گازی تولید می‌کند و از این راه سبب جرم‌گیری در آن‌ها می‌شود.

فرض کنید مسیر لوله‌ای با کلسیم کربنات (CaCO_3) مسدود شده باشد، این ماده در لوله‌های آب تشکیل و رسوب می‌کند. کلسیم کربنات

خاصیت بازی دارد و برای بازکردن این لوله‌ها از هیدروکلریک اسید استفاده می‌شود:



در این واکنش افزون بر فرآورده محلول در آب ($\text{CaCl}_2(\text{aq})$)، گاز کربن دی‌اکسید هم تولید می‌شود که به رسوب‌ها ضربه وارد می‌کند و باعث خرد شدن آن‌ها می‌شود.

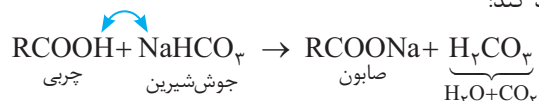


– شیره معده و ضد اسیدها –

- در بدن انسان بالغ، روزانه بین ۲ تا ۳ لیتر شیره معده تولید می‌شود که غلظت یون H_3O^+ در آن در حدود 10^{-3} مولار است. ($pH = 1/5$)
- در زمان استراحت، میزان ترشح اسید و شیره معده کمتر بوده و pH معده بیشتر است؛ به طوری که در زمان استراحت pH معده برابر $3/7$ است. ($[H^+] = 2 \times 10^{-4}$)
- خوردن غذا سبب می‌شود که غده‌های موجود در دیواره معده، هیدروکلریک اسید ترشح کنند، به طوری که درون معده بسیار اسیدی است و حتی می‌تواند فلز روی را در خود حل کند.
- دیواره داخلی معده به طور طبیعی مقدار کمی از یون‌های هیدرونیوم را دوباره جذب می‌کند به طوری که این جذب سبب نابودی سلول‌های سازنده دیواره معده می‌شود.
- افزایش اسید معده ← افزایش جذب یون هیدرونیوم ← درد، التهاب و گاهی خونریزی معده
- مصرف غذاها و داروهای اسیدی ← تشدید بیماری‌های معده ← کسانی که مبتلا به این بیماری هستند، (۱) کاهش مصرف این مواد و (۲) استفاده از مواد دیگری مانند ضد اسیدها
- ضد اسیدها داروهایی با خاصیت بازی هستند که برای مقابله با کاهش pH معده استفاده می‌شوند و شیر منیزی یکی از رایج‌ترین آن‌هاست و شامل منیزیم هیدروکسید است؛ این دارو به شکل سوسپانسیون مصرف می‌شود و مطابق معادله زیر، اسید معده را خنثی کرده و سبب کاهش مقدار اسید معده می‌شود:

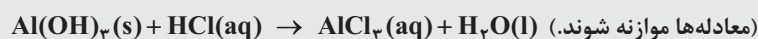
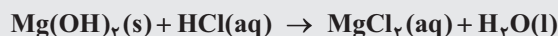
شماره ضد اسید	۱	۲	۳
ماده مؤثر	$Al(OH)_3$, $NaHCO_3$	$Al(OH)_3$, $Mg(OH)_2$	$NaHCO_3$

- جوش شیرین یا سدیم هیدروژن کربنات ($NaHCO_3$) ترکیب یونی چهارتایی و شامل یون‌های سدیم (Na^+) و هیدروژن کربنات (HCO_3^-) است. محلول این ماده خاصیت بازی دارد، یعنی باعث افزایش غلظت یون هیدروکسید (OH^-) با حل شدن در آب می‌شود؛ معادله زیر، واکنش جوش شیرین با اسید معده را نشان می‌دهد:
- $$NaHCO_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + \underbrace{CO_2(g) + H_2O(l)}_{H_2CO_3}$$
- محلول سدیم هیدروژن کربنات (جوش شیرین) خاصیت بازی دارد به همین دلیل برای افزایش خاصیت پاک‌کنندگی شوینده‌ها، به آن‌ها افزوده می‌شود. زیرا این ماده بازی می‌تواند با چربی‌ها واکنش داده و صابون تولید کند:



مثال ۵۰ میلی‌لیتر از یک شربت ضد اسید، دارای $1/16$ میلی‌گرم منیزیم هیدروکسید و $3/90$ میلی‌گرم آلومینیم هیدروکسید است. این ضداسید چند میلی‌لیتر شیره معده با $pH = 1/7$ را خنثی می‌کند؟
(کنکور تهرانی ۱۴۰۱)

$$(Al = 27, Mg = 24, O = 16, H = 1 : g.mol^{-1})$$



$$17/5 (4)$$

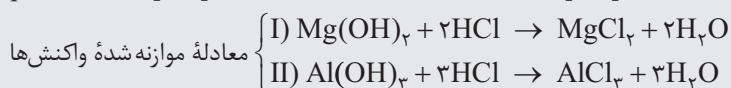
$$14 (3)$$

$$9/5 (2)$$

$$7 (1)$$

پاسخ گزینه «۲»

$$pH = 1/7 \rightarrow [H^+] = 10^{-1/7} = 10^{-2} \times 10^{1/3} \xrightarrow{\log 2 = 0.3} [H^+] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\text{اسیدقوی}} [HCl] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$



$$\text{I} \rightarrow ? \text{ mL HCl} = \frac{1/16 \times 10^{-3} \text{ g } Mg(OH)_2}{58 \text{ g } Mg(OH)_2} \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } Mg(OH)_2} \times \frac{1 \text{ L}}{0.02 \text{ mol HCl}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 2 \text{ mL}$$

محلول

$$\text{II} \rightarrow ? \text{ mL HCl} = \frac{3/90 \times 10^{-3} \text{ g } Al(OH)_3}{78 \text{ g } Al(OH)_3} \times \frac{3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } Al(OH)_3} \times \frac{1 \text{ L}}{0.02 \text{ mol HCl}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 7/5 \text{ mL}$$

محلول

$$\text{HCl مورد نیاز} = 2 + 7/5 = 9/5 \text{ mL}$$

مقدمه

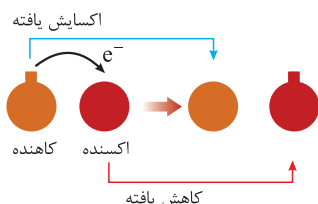
- پدیده‌های طبیعی همچون تندر و آذرخش از ماهیت الکتریکی ماده سرچشمه می‌گیرند و شامل دادوستد الکترون می‌شوند.
- الکتروشیمی شاخه‌ای از دانش شیمی است که به رابطه میان واکنش‌های شیمیایی و جریان‌های الکتریکی می‌پردازد و در بهبود خواص مواد و تأمین انرژی نقش بسزایی دارد.
- علم الکتروشیمی دارای دستاوردهای زیادی بوده که از جمله آن‌ها می‌توان به موارد زیر اشاره کرد:
 - ۱ تولید انرژی الکتریکی پاک و ارزان
 - ۲ افزایش سطح رفاه و آسایش در جهان
 - ۳ تهیه مواد جدید
 - ۴ پیاده‌کردن اصول شیمی سبز
- باتری، سمک، انتقال ایمن آب آشامیدنی و قطار برقی، نمونه‌هایی از فناوری‌هایی هستند که نقش الکتروشیمی را در رفاه و آسایش نشان می‌دهند.

– برخی از قلمروهای الکتروشیمی –

- ۱ تأمین انرژی (باتری‌ها، سلول سوختی و سوخت آن‌ها)
 - ۲ تولید مواد (مانند برقکافت و آبکاری)
 - ۳ اندازه‌گیری و کنترل کیفی (اطمینان از کیفیت فراورده)
- ساخت لوله‌های فلزی انتقال آب، قوطی‌های محتوی مواد غذایی، لوازم آشپزی که در برابر خوردگی مقاوم هستند و مانع از آلوده شدن آب و مواد غذایی می‌شوند، هم‌چنین کسب اطمینان از کیفیت تولید فراورده‌های دارویی، بهداشتی و غذایی، چهره‌های دیگری از استفاده‌های علم الکتروشیمی هستند.

– انجام واکنش با سفر الکترون –

- باتری مولدی است که در محل مورد نیاز با انجام واکنش‌های شیمیایی، الکتریسیته تولید می‌کند. در باتری واکنش‌های شیمیایی رخ می‌دهد تا بخشی از انرژی شیمیایی مواد به انرژی الکتریکی تبدیل شود.
- یکی از راه‌های بهره‌گیری از انرژی ذخیره‌شده در فلزها، اتصال آن‌ها در شرایط مناسب به یکدیگر است. برای نمونه با یک تیغه مسی و تیغه‌ای دیگر مانند روی و با میوه‌ای مانند لیمو می‌توان نوعی باتری ساخت و با آن یک لامپ LED را روشن کرد.
- چراغ خورشیدی یک ابزار روشنایی است که از لامپ LED، سلول خورشیدی و باتری قابل شارژ تشکیل شده است.
- در الکتروشیمی، فرایند گرفتن الکترون را، فرایند کاهش و فرایند دادن الکترون را فرایند اکسایش می‌نامیم.
- ماده‌ای که با گرفتن الکترون، خود کاهش یافته ولی سبب اکسایش گونه دیگر می‌شود، اکسنده و ماده‌ای که با از دست دادن الکترون، خود اکسایش یافته ولی سبب کاهش گونه دیگر می‌شود، کاهنده نام دارد.



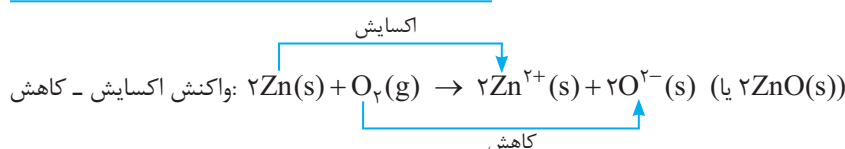
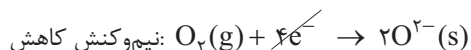
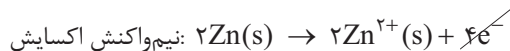
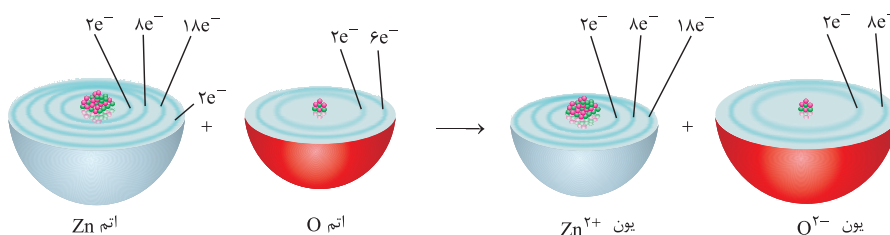
اکسایش یافته = کاهنده
کاهش یافته = اکسنده

پس:

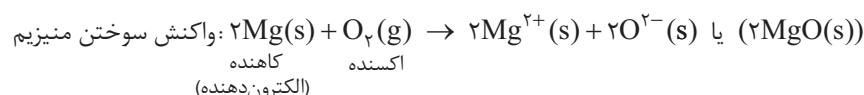
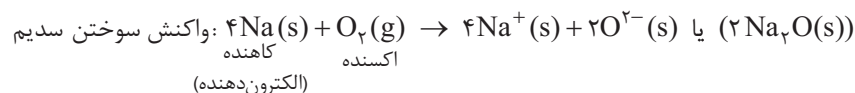
- اغلب فلزها در واکنش با نافلزها تمایل دارند یک یا چند الکترون خود را به نافلزها داده و ضمن اکسایش به کاتیون تبدیل شوند. نافلزها با گرفتن یک یا چند الکترون کاهش یافته و به آنیون تبدیل می‌شوند ← فلزها اغلب کاهنده و نافلزها اغلب اکسنده هستند.
- اکسیژن نافلزی فعال است که با اغلب فلزها واکنش می‌دهد و آن‌ها را به اکسید فلز تبدیل می‌کند، در حالی که با برخی فلزها مانند طلا و پلاتین واکنش نمی‌دهد. هر اتم اکسیژن حین واکنش با فلزها، دو الکترون از فلز گرفته و طی این فرایند، به یون اکسید (O^{2-}) تبدیل می‌شود.
- شیمی‌دان‌ها هر یک از فرایندهای گرفتن و از دست دادن الکترون را با یک نیم‌واکنش (به ترتیب نیم‌واکنش کاهش و نیم‌واکنش اکسایش) نمایش می‌دهند که هر نیم‌واکنش باید از لحاظ جرم (شمار اتم‌ها) و بار الکتریکی موازنه باشد (از مجموع دو نیم‌واکنش اکسایش و کاهش، یک



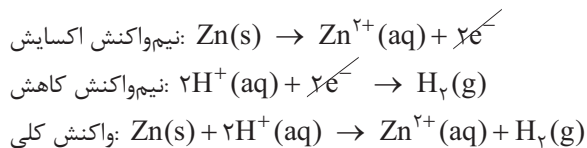
واکنش اکسایش - کاهش حاصل می‌شود. شکل زیر الگویی، از واکنش بین اتم‌های روی و اکسیژن را نشان می‌دهد:



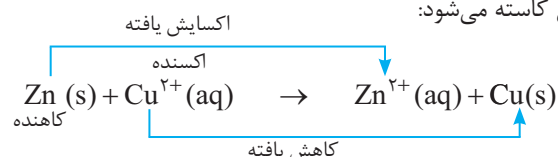
فلزهایی مانند Na و Mg در اکسیژن می‌سوزند و نور و گرما تولید می‌کنند. در گذشته برای عکاسی از فرایند سوختن منیزیم به عنوان منبع نور استفاده می‌شده است. در این واکنش، فلز منیزیم اکسید شده و به MgO(s) تبدیل می‌شود. در واکنش مورد نظر، منیزیم کاهنده و اکسیژن اکسندۀ است.



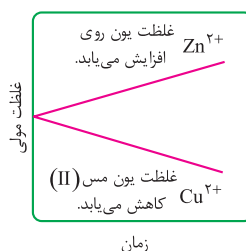
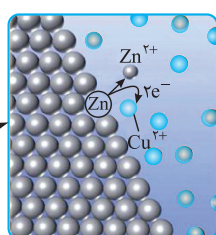
اغلب فلزها (نه همه‌شون!) در واکنش با محلول اسیدها، گاز هیدروژن و نمک تولید می‌کنند. در این واکنش‌ها، فلز کاهنده و یون هیدروژن، اکسندۀ است:



هرگاه تیغه‌ای از جنس فلز روی درون محلول مس (II) سولفات آبی‌رنگ قرار گیرد، به دلیل انجام واکنش اکسایش - کاهش و کاهش یافتن یون $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ و تبدیل شدن آن به فلز Cu، به تدریج از شدت رنگ محلول کاسته می‌شود:



به دلیل این‌که هر دو ماده ضریب یکسانی در معادله واکنش دارند، افزایش و کاهش آن‌ها با شیب یکسان انجام می‌شود.



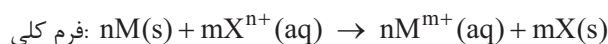
همه واکنش‌ها با تبادل انرژی همراهند. در برخی از واکنش‌های اکسایش - کاهش، افزون بر دادوستد الکترون، انرژی نیز آزاد می‌شود ←
فرورده‌ها پایدارتر از واکنش‌دهنده‌ها ← $\Delta H < 0$ و واکنش گرماده.

• تمایل فلزها برای از دست دادن الکترون در محلول‌های آبی یکسان نیست. به دیگر سخن، فلزها قدرت کاهندگی متفاوتی دارند. برای نمونه فلز روی کاهنده‌تر از مس است. در واکنش‌هایی از این دست که به صورت خودبه‌خودی انجام می‌شوند، مخلوط واکنش گرم‌تر می‌شود؛ زیرا سامانه واکنش بخشی از انرژی خود را به شکل گرما به محیط می‌دهد.

• تغییر دمای مخلوط واکنش، بیانگر آزادشدن انرژی است، که هر چه این تغییر بیشتر باشد ← تمایل فلز برای از دست دادن الکترون بیشتر است.
• در واکنش اکسایش - کاهش، فلزی که قدرت کاهندگی بیشتری دارد، می‌تواند با برخی کاتیون‌های فلزی واکنش دهد و آن‌ها را به اتم‌های فلزی بکاهد (کاهش دهد).

• قدرت کاهندگی فلزات: روی < مس < نقره < طلا

• فرم کلی واکنش موازنه‌شده فلز کاهنده‌تر M با کاتیون X^{n+} را به صورت زیر می‌توان نوشت:



• تعداد الکترون‌های مبادله‌شده در واکنش‌های اکسایش - کاهش، برابر است با:

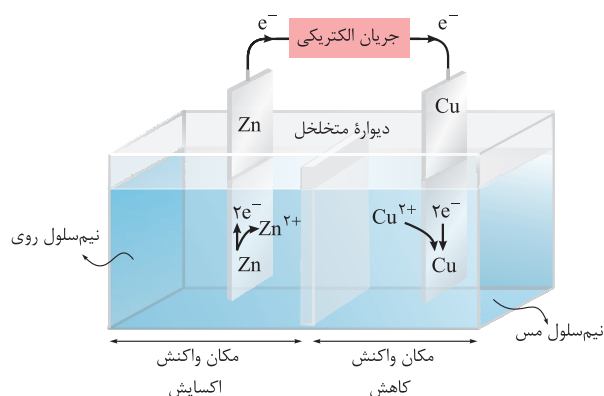
ضریب عنصر کاهنده (یا اکسنده) \times اندیس عنصر کاهنده (یا اکسنده) \times تغییر عدد اکسایش عنصر کاهنده (یا اکسنده) = تعداد الکترون مبادله‌شده

– سلول‌های گالوانی –

• برای ایجاد جریان الکتریکی باید الکترون‌ها را از یک مسیر معین عبور داد یا از نقطه‌ای به نقطه دیگر جابه‌جا نمود؛ بنابراین برای استفاده از جریان الکتریکی حاصل از واکنش‌های اکسایش - کاهش، از سلول‌های گالوانی استفاده می‌کنیم (سلول گالوانی دستگاهی است که می‌تواند براساس قدرت کاهندگی فلزها، انرژی الکتریکی تولید کند).

• نیم‌سلول: به طور کلی هرگاه یک تیغه فلزی (الکتروود) در محلولی از کاتیون‌های خودش (الکترولیت) قرار گرفته باشد، به مجموعه حاصل، نیم‌سلول می‌گویند.

• سلول گالوانی، سلولی است که شامل دو نیم‌سلول می‌شود. به طور مثال، در سلول روی - مس، تیغه روی درون محلولی از روی سولفات (نیم‌سلول روی) و تیغه مس درون محلولی از مس (II) سولفات (نیم‌سلول مس) قرار می‌گیرد. در این سلول، روی نقش کاهنده و یون‌های مس نقش اکسنده را دارد. نیم‌سلول‌ها توسط سیم (مدار خارجی) به یکدیگر وصل می‌شوند و الکترون‌ها در مدار بیرونی جابه‌جا شده و جریان الکتریکی ایجاد می‌شود. تصویر زیر، نمایی از این سلول را نشان می‌دهد:



• در هر دو نیم‌سلول، نیم‌واکنش‌ها به طور خودبه‌خودی انجام می‌شوند.