بسم الله الرحمن الرحیم

شیمی عمومی

مدرس: دکتر فرزانه پورامینی

فهرست مطالب

- شناسایی ساختار مواد
- آرایش الکترونی اتم ها
- ترکیبات یونی
- جدول تناوبی
- انواع پیوندهای شیمیایی
- ساختار لوئیس (آرایش الکترون-نقطه ای)
- واکنش شیمیایی
- محلول ها
- اسید وباز
- الکتروشیمی

شیمی : یعنی شناسایی ساختار مواد

- تعریف ماده: هرچیزی که جرم داشته باشد و فضا اشغال کند.
- دانشمندی به نام دالتون بیان کرد که ماده از از ذرات تجزیه ناپذیر اتم تشکیل شده است.
- اتم کوچکترین واحد سازنده مواد است.
- در سالهای بعد ساختار اتم شناسایی شد که از سه ذره ریز اتمی تشکیل شده است.

ذرات سازنده اتم:

۱- الکترون : ذره ای با بار منفی که با نماد e نشان داده میشود

۲- پروتون: ذره ای با بار مثبت که با نماد p نشان داده میشود

۳- نوترون: ذره ای بدون بار که با نماد n نشان داده میشود

در یک اتم تعداد الکترون با تعداد پروتون برابراست در نتیجه اتم خنثی است.

یون چیست:

یون به اتمی گفته میشود که الکترون از دست داده یا الکترون گرفته است . که بر این اساس یونها به دو دسته کاتیون و آنیون دسته بندی میشود.

کاتیون: به اتمی گفته میشود که الکترون ازدست داده و بار اتم مثبت شده است.

آنیون: به اتمی گفته میشود که الکترون گرفته و بار اتم منفی شده است.

عدد اتمی و عدد جرمی:

عدد اتمی برابر با مجموع تعداد پروتونها میباشد که با نماد Z نشان داده میشود. عدد اتمی در پایین نماد شیمیایی عنصر نوشته میشود.

$Z = P$

عدد جرمی برابر با مجموع پروتونها و نوترونها است که با نماد A نشان داده میشود. عدد جرمی در یالای نماد شیمیایی اتم نوشته میشود.

$A = n + p$ $\qquad\qquad$ ${}^{A}_{z}X$

ترکیبات یونی

ترکیبهای یونی از کنار هم قرار گرفتن کاتیون کنار آنیون به وجود می آیند.

فلزات با از دست دادن الکترون به کاتیون و نافلزها با گرفتن الکترون به آنیون تبدیل میشوند. در نتیجه میتوان گفت ترکیبهای یونی از کنار هم قرار گرفتن یک فلز کنار یک نافلز به دست می آیند.

ترکیبات یونی با انتقال الکترونها تشکیل میشوند.

مثال ترکیب یونی سدیم کلرید : سدیم فلز و یک کاتیون و کلر یک نافلز و آنیون است.

قواعد نوشتن فرمول ترکیبات یونی:

۱- کاتیون سمت چپ و انیون سمت راست نوشته میشود.

۲- در یک ترکیب یونی مجموع بار منفی آنیون با مجموع بار مثبت کاتیون برابر است.

۳- ضریب یک برای اتمها نوشته نمی شود.

مثال فرمول ترکیب یونی سدیم اکسید را بنویسید:

کاتیون یون سدیم : Na^{1+}

آنیون یون اکسید: O^{2-}

$$Na^{1+}O^{2-} \longrightarrow Na^{1+}{}_2O^{2-}{}_1 \longrightarrow Na_2O_1 \longrightarrow Na_2O$$

آرایش الکترونی اتم ها

اوربیتال: به جایی که الکترون در داخل آن قرار میگیرد گفته میشود.که در هر اوربیتال حداکثر دو الکترون جای می گیرد.

پروتونها و نوترونها در داخل هسته اتم و الکترون ها در اطراف هسته در لایه هایی که دارای اوربیتالهای مختلفی قرار گرفته اند.

اولین لایه اطراف هسته اتم :

اولین لایه اطراف هسته دارای فقط اوربیتال S است که یک خانه دارد و این لایه حداکثر دو الکترون میگیرد. $1S^2$

دومین لایه اطراف هسته اتم:

شامل دو اوربیتال s و p است که اوربیتال p حداکثر شش الکترون ظرفیت دارد. بنابراین لایه دوم حداکثر هشت الکترون ظرفیت دارد. $2S^2\ 2P^6$

سومین لایه اطراف هسته اتم:
شامل سه اوربیتال s و p و d است که اوربیتال d حداکثر ده الکترون ظرفیت دارد. بنابراین لایه سوم حداکثر هیجده الکترون ظرفیت دارد.
$3S^2\ 3P^6\ 3d^{10}$

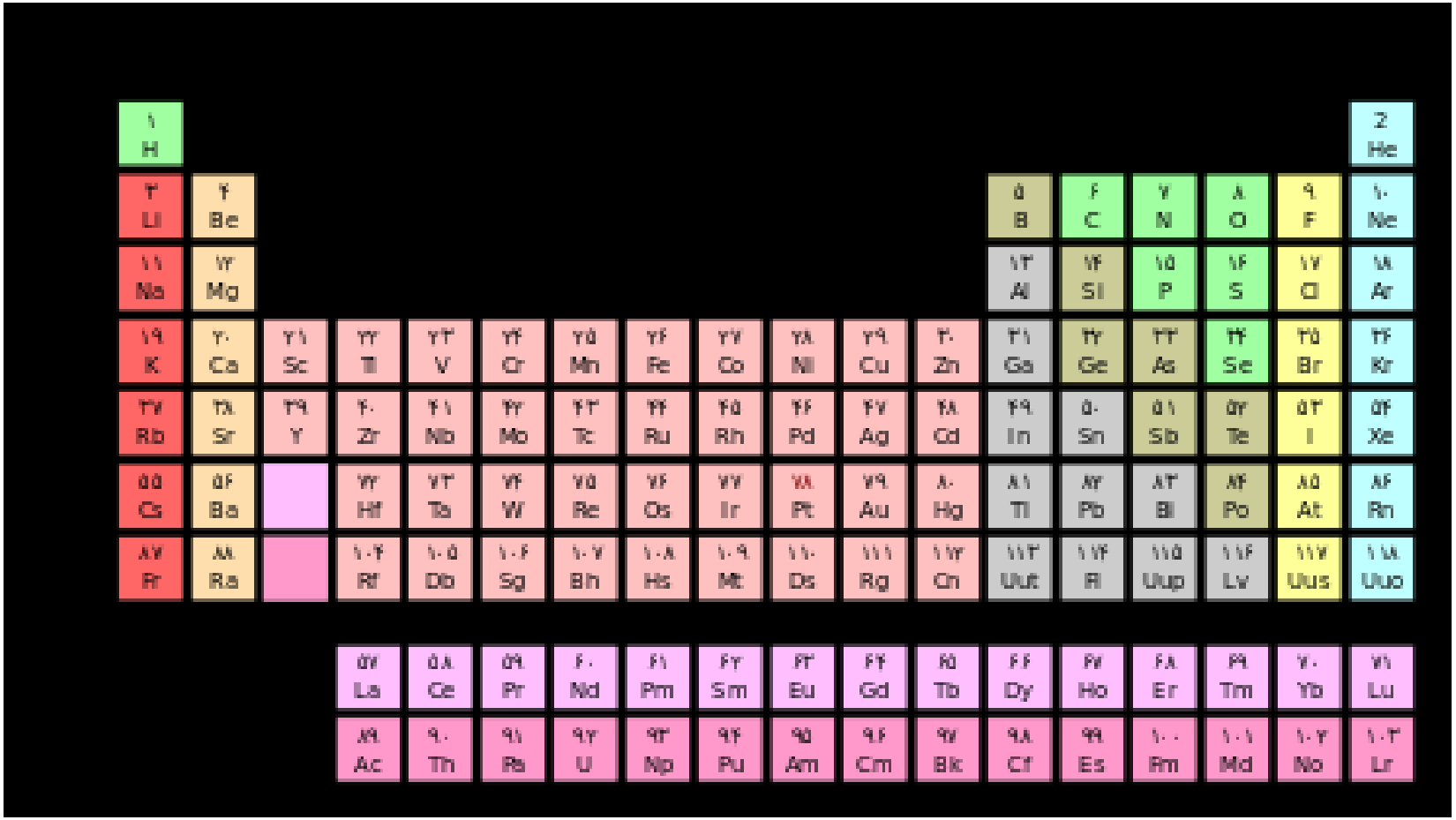
چهارمین لایه اطراف هسته اتم:
شامل چهار اوربیتال s و p و d و f است که اوربیتال f حداکثر چهارده الکترون ظرفیت دارد. بنابراین لایه چهارم حداکثر ۳۲ الکترون ظرفیت دارد.
$4S^2\ 4P^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}$

در اطراف هسته اتم هفت لایه وجود دارد

نکته در ترتیب پر شدن اوربیتالها یک استثنا وجود دارد و آن اینکه ابتدا 4S پر میشود سپس اوربیتال 3dپر میشود.
هنگام از دست دادن الکترون ابتدا الکترون از اوربیتال 4S و سپس از اوربیتال 3dالکترون برداشته میشود.

جدول تناوبی

جدولی تناوبی امروزی جدولی است که در آن اتم‌ها بر اساس . افزایش عدد اتمی مرتب شده اند. این جدول دارای ۱۸ گروه(ستون های عمودی) و ۷ دوره (ردیف های افقی)است.



عناصر در این جدول در چهار بلوک دسته بندی شده اند.

بلوک S: شامل عنصرهای گرو ۱و۲و عنصر هلیم است. که شامل فلز و گاز نجیب هلیم است

بلوک P: شامل عنصرهای گروه ۱۳ تا۱۸ به جز هلیم است که شامل فلز ، نافلز و شبه فلز است.

بلوک d: شامل عنصرهای گروههای ۳ تا۱۲ است که همگی عناصر فلز هستند.

بلوک f: شامل عنصرهای گروه ۳ دوره های ۶ و ۷ هستند که همگی عناصر فلز هستند.

شعاع اتمی:
شعاع اتمی یک عنصر شیمیایی معیاری برای اندازه‌گیری اندازه ی اتم است که عموماً فاصله ی میانگین هسته تا مرز ابر الکترونی در نظر گرفته می‌شود

انرژی یونش :
قدار انرژی لازم برای جدا کردن یک الکترون از یک اتم در حالت گازی و تبدیل آن به یون مثبت (کاتیون) در حالت گازی را انرژی یونش یا یونیزاسیون می‌گویند که اولین انرژی یونش است.

الکترونگاتیوی یا الکترونگاتیویته یک اتم:
میزان تمایل نسبی آن اتم برای کشیدن جفت‌الکترون به سمت هسته ی خود است

انواع پیوندهای شیمیایی

پیوند شیمیایی به نیروهایی که اتمها یا مولکولها را کنار هم نگه می‌دارد گفته می‌شود و بر دو دسته‌اند:

پیوندهای میان اتمی: پیوند کوالانسی - پیوند یونی- پیوند فلزی

پیوندهای میان مولکولی: نیروی لاندن- نیروی واندروالسی- پیوند هیدروژنی

پیوندهای میان اتمی

پیوند کووالانسی

پیوند اشتراکی یا **پیوند کووالانسی** یک نوع پیوند شیمیایی در شیمی است. در پیوند اشتراکی (کووالانسی) اتم‌ها می‌توانند با به اشتراک گذاشتن الکترون‌ها مدار خویش را پر کنند و به هشتایی پایدار گاز نجیب بعد از خودشان برسند به جز هیدروژن که با اشتراک گذاشتن الکترون به آرایش دوتایی هلیم میرسد. این پیوند معمولا بین دو تا نافلز رخ میدهد. مثال : H_2 (H-H), HCl (H-Cl) هیدوژن و کلر هر دو نافلز هستند

پیوند یونی :

پیوند یونی نوعی از پیوند شیمیایی است که بر پایه نیروی الکتریکی بین دو یون با بار مخالف شکل می‌گیرد. پیوند یونی جاذبه بین یون‌های با بار ناهم‌نام است.

ترکیبات یونی متشکل از تعداد زیادی آنیون و کاتیون هستند که با طرح معین هندسی در کنار هم قرار گرفته‌اند و یک بلور به وجود می‌آورند. هر بلور، به سبب جاذبه‌های منفی ـ مثبت یون‌ها به هم، نگه داشته شده است.
مثال: نمک سدیم کلرید که از کنار هم قرار گرفتن کاتیون سدیم در کنار آنیون کلر تشکیل شده است

پیوندهای میان اتمی

پیوند فلزی نوعی پیوند شیمیایی بین اتمی است که میان فلزات دیده می‌شود. چون فلزات نمی‌توانند پیوند کوالانسی برقرار کنند، در یک گروه هشت‌تایی قرار می‌گیرند و الکترون در آن‌ها به راحتی حرکت می‌کند. فلزهایی مانند لیتیم ، سدیم و آهن این گونه اند

پیوندهای میان مولکولی

پیوندهای میان مولکولی : نیروهایی که مولکولهای یک ماده را در حالت مایع یا جامد به همدیگر ارتباط می‌دهد به نیروهای بین مولکولی معروف است

پیوند هیدروژنی

پیوند هیدروژنی نوعی نیروی بین مولکولی است که در آن بین اتم هیدروژن از یک مولکول با اتمهای الکترومگناتیو F و O و N از مولکول دیگر جاذبه‌ای بوجود می‌آید که به پیوند هیدروژنی معروف است. پیوند هیدروژنی فقط بین ترکیبات دارای Hو O و N و F وجود دارد یعنی در این ترکیبات هیدروژن به عنوان پلی بین دو اتم الکترونگاتیو عمل می‌کند.

نیروی لاندن

نیروی لاندن نیروی بین مولکولی موجود در مولکولهای غیرقطبی است مولکولهای غیرقطبی، دوقطبی دائمی ندارند .تصور می‌شود این نیروها ناشی از حرکت الکترونها باشد. در یک لحظه از زمان ابر الکترونی یک مولکول به نحوی تغییر شکل می‌دهد که یک دوقطبی لحظه‌ای بوجود می‌آید که در آن قسمتی از مولکول به مقدار بسیار کم منفی تر از قسمت‌های دیگر است و در لحظه بعد به علت حرکت الکترونها جهت دوقطبی لحظه‌ای تغییر می‌کند.

اثر این دوقطبیهای لحظه‌ای در طول زمان بسیار کوتاه یکدیگر را حذف می‌کنند به صورتی که مولکول غیر قطبی فاقد دوقطبی دائمی می‌شود. ولی دوقطبیهای مواج لحظه‌ای یک مولکول، دوقطبیهای نظیر خود را در مولکولهای مجاور القا می‌کنند و حرکت هم‌زمان الکترونهای مولکولهای مجاور باعث ایجاد نیروی جاذبه بین این دو قطبیهای لحظه‌ای، نیروی لاندن را تشکیل می‌دهند.

نیروی لاندن بین مولکولهای قطبی هم وجود دارد، اما تنها نیروی بین مولکولی موجود در مولکولهای غیرقطبی است.
مثال نیروی بین دو مولکول هیدروژن. که مولکول هیدروژن یک مولکول غیرقطبی است.

نیروی وان دروالسی:
نیروی وان دروالسی این نیروها بین مولکولهای قطبی دیده می‌شوند. این مولکولها دارای دوقطبیهای دائمی هستند و تمایل به قرار گرفتن در راستای میدان الکتریکی دارند. پایدارترین حالت زمانی است که قطب مثبت یک مولکول تا حد امکان به قطب منفی مولکول مجاور نزدیک باشد. در این شرایط بین مولکولهای مجاور یک نیروی جاذبه الکتروستاتیکی به نام نیروی دوقطبی بوجود می‌آید.

ساختار لوئیس (آرایش الکترون-نقطه ای)

ساختار لوویس ساختار الکترون نقطه :

ساختاری برای نمایش مولکول یا یون در شیمی است که در آن عنصر را با نماد شیمیایی، الکترونهای ظرفیتی ناپیوندی را با نقطه و پیوندها را با خط نمایش می‌دهند.

مراحل رسم ساختار لوویس:

۱- آرایش الکترونی تک تک اتمها را رسم میکنیم.
۲- تعداد الکترونهای لایه آخر اتمها را مشخص میکنیم.
۳- مستقر کردن الکترونهای لایه آخر هر اتم در کنار اتم
۴- اتم مرکزی را مشخص میکنیم . اتم مرکزی اتمی است که کمترین تعداد اتم و کمترین الکترونگاتیوی دارد.
۵-اتمها را طوری کنار هم قرار میدهیم که به آرایش هشت تایی برند به جز هیدروژن که به آرایش دوتایی می رسد.

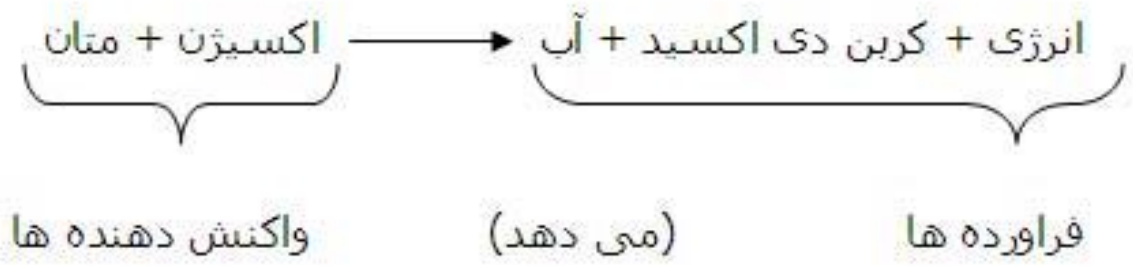
واکنش شیمیایی

واکنش شیمیایی در واقع توصیفی برای یک تغییر شیمیایی است. واکنش‌های شیمیایی ممکن است با آزاد کردن انرژی بصورت گرما ، نور یا صوت همراه باشند و تولید یک گاز ، تشکیل یک رسوب یا تغییر رنگ در پی داشته باشند.

معادله ی نوشتاری و **معادله ی نمادی** از نمونه های معادله ی شیمیایی می باشد.

در معادله ی نوشتاری، فقط نام واکنش دهنده ها در سمت چپ و نام فراورده ها در سمت راست قرار می گیرند

مانند:



انواع واکنش های شیمیایی

واکنش های شمیایی زیادی تاکنون شناخته شده است؛ به خاطر شباهتی که بسیاری از واکنش های شیمیایی به هم دارند آن ها را به ۵ دسته اصلی طبقه بندی می کنند.

۱- سوختن: به واکنش سریع مواد با اکسیژن گفته می شود که با آزاد شدن انرژی (به صورت نور و گرما) همراه باشد.

انرژی + آب + دی اکسید کربن گاز اکسیژن + هیدرو کربن

۲- ترکیب (سنتز): واکنشی که در آن دو یا چند ماده ترکیب شده و فرآورده (فرآورده های) جدید و پیچیده (ترکیبی که تعداد و نوع اتم هایش بیشتر است.) تولید می کنند.

۳- تجزیه: واکنشی که در آن یک ماده به مواد ساده تر تبدیل می شود.

بخار آب + دی اکسید کربن + کربنات فلز بی کربنات فلز

H2O ⟶ H2+1/2 O2

۴- واکنش های جابجایی یگانه :واکنشی که در آن یک عنصر با یک ماده ی مرکب واکنش داده و یک عنصر جدید در فرآورده آزاد می شود و ماده ی مرکب جدید حاصل می شود.

$$K + H_2O \longrightarrow KOH + H_2$$

$$Zn + CuCl_2 \longrightarrow Cu + ZnCl_2$$

۵- واکنش های جابجایی دو گانه: واکنش بین دو ماده مرکب که در فراورده دو ماده مرکب جدید ایجاد شود.

$$AgNO_3 + NaCl \longrightarrow NaNO_3 + AgCl$$

$$Al_2O_3 + HCl \longrightarrow H_2O + AlCl_3$$

محلول ها

اجزای یک محلول ممکن است به صورت زیر طبقه بندی گردد:

۱- ماده ی حل شده

۲- حلال

در واقع مخلوطی از ماده ی حل شده و حلال را محلول می نامند.

تفاوت بین ماده ی حل شده و حلال:

ماده ی حل شده:

۱- به نسبت کمتر در محلول حضور دارد.

۲- محلول در این جا ممکن است به شکل حالت ماده ی حل شده باشد.

۳- دارای فاز پراکنده است.

حلال:

۱- در محلول به نسبت بیشتری حضور دارد.

۲- محلول درست به صورت حالت حلال نیز تشکیل خواهد شد.

۳- در فضای اطراف ماده ی حل شده وجود دارد.

برای ساختن محلولها از واحدهای مختلفی از جمله **درصد جرمی، غلظت معمولی،مولاریته و نرمالیته** استفاده شده است.

درصد جرمی

برای محاسبه درصد جرمی ماده حل شونده در یک محلول، می توان از رابطه زیر استفاده کرد:

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

غلظت معمولی : (C) جرم ماده حل شونده (به گرم) موجود در یک لیتر محلول را غلظت معمولی می نامند که واحد آن بر اساس این تعریف گرم بر لیتر می باشد.

$$C = \frac{\text{مقدار ماده حل شونده بر حسب گرم}}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}}$$

غلظت مولار (: (M) مولاریته یا غلظت مولار به تعداد مول های ماده حل شونده در یک لیتر محلول گفته می شود.

$$M = \frac{\text{تعداد مول ماده حل شونده}}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}}$$

نرمالیته

نرمالیته = مولاریته × ظرفیت $N = M \times n$

اسید وباز

بعضی ازمواد شیمیایی دارای خاصیت **اسیدی** و بعضی دیگر دارای خاصیت **بازی** هستند. **اسیدها** موادی هستند که در ترکیب با آب یون هیدروژن + (H) آزاد می کنند. **بازها** موادی هستند که در ترکیب با آب یون هیدروکسید – (OH) آزاد می کنند.

نظریه اسید و باز آرنیوس:

اسیدها موادی هستند که ضمن حل شدن در آب یون H^+ آزاد می‌کنند. بازها موادی هستند که ضمن حل شدن در آب یون OH^- آزاد می‌کنند. این تعریف فقط به موادی محدود می‌شود که در آب قابل حل باشند.

نظریه اسید و باز لوری–برونستد:

اسید گونه‌ای است که در واکنش شیمیایی پروتون یون H^+ (H) می‌دهد و باز گونه‌ای است که در واکنش شیمیایی پروتون می‌پذیرد. لوری و برونستد این تعریف را بیان کردند، که از آن برخلاف تعریف آرنیوس می‌توان در محیط غیر آبی هم استفاده کرد.

PH

میزان اسیدی و بازی بودن مواد بوسیله‌ی واحدهای **PH** اندازه گیری می‌شود. شاخص مورد استفاده محدوده‌ای بین ۰ تا ۱۴ دارد.

موادی که PHپائین‌تر از ۷ دارند اسید، آنهایی که PH مساوی ۷ دارند خنثی و آنهایی که PHبالاتر از ۷ دارند را باز می‌نامند.

موادی که PHخیلی پایین دارند اسید قوی و آنهایی که PHخیلی بالا دارند باز قوی هستند. اسیدها و بازهای غلیظ بسیار خورنده و خطرناک هستند.

$PH = \text{Log}\,[H_3O^+]$ $[H_3O^+] = 10^{-PH}$

پی اچ (PH)محلولی از هیدروکلریک اسید (HCl) برابر ۶/۲ است . غلظت یون H_3O^+ را حساب کنید:

$PH = \text{Log}\,[H_3O^+]$ $[H_3O^+] = 10^{-PH}$ $[H_3O^+] = 10^{-2.6}$

الکتروشیمی

الکتروشیمی به بررسی واکنشهای شیمی می‌پردازد که در اثر عبور جریان الکتریکی انجام می‌شوند یا انجام یافتن آن‌ها سبب ایجاد جریان الکتریکی می‌شود.این واکنش‌ها با تغییر عدد اکسایش عناصر همراهند. به واکنشی که در آن عدد اکسایش عنصری کاهش یابد، نیم واکنش کاهش و به واکنشی که در آن عدد اکسایش عنصری افزایش یابد، نیم واکنش اکسایش گفته می‌شود. از جمع این دو نیم واکنش، واکنش اکسایش- کاهش بدست می‌آید.

تعریف عدد اکسایش:

به مجموع بارهای الکتریکی ظاهری نسبت داده شده به یک اتم با فرض یونی بودن پیوندها عدد اکسایش آن اتم گفته می‌شود. به عنوان مثال در مولکول **HCl**، اتم الکترونگاتیوتر یعنی کلر جفت الکترون پیوندی را به سمت خود کشیده و دارای جزیی بار منفی می‌شود و اتم هیدروژن که الکترونگاتیوی کمتری دارد جزیی بار مثبت پیدا می‌کند. پیوند بین کلر و هیدروژن را یونی فرض می‌کنیم.در نتیجه با فرض اینکه اتم کلر جفت الکترون پیوندی را کاملا از هیدروژن جدا می‌کند عدد اکسایش ۱ـ خواهد داشت و هم چنین عدد اکسایش اتم هیدروژن ۱+ می‌شود.

- با استفاده از قواعد زیر می‌توان عدد اکسایش را تعین کرد:
- ۱- اتمهای ترکیب نشده و اتمهایی که عنصرهای مولکولی را تشکیل داده‌اند، عدد اکسایش **صفر** دارند.
- ۲- مجموع اعداد اکسایش اتمها در یک ترکیب صفر است، زیرا ترکیبات از لحاظ بار الکتریکی خنثی هستند.
- ۳- عدد اکسایش یونهای تک اتمی برابر با بار یون است. برای مثال فلزات گروه یک شامل Cs ، Rb، K، Na، Liهمیشه در ترکیبات خود دارای عدد اکسایش ۱ دارند
- ۴- مجموع اعداد اکسایش اتمهای تشکیل دهنده ی یک یون چند اتمی برابر با بارآن یون است.
- ۵- عدد اکسایش یونهای گروه هفده (هالوژن ها) Br، Cl، F در اغلب ترکیبات برابر ۱- است.
- ۶- عدد اکسایش اکسیژن O و گوگرد S در اغلب ترکیبات ۲- است. ولی چند مورد استثنا هم وجود دارد .
- ۷- عدد اکسایش نیتروژن N و فسفر P در اغلب ترکیبات ۲- است
- ۸- عدد اکسایش هیدروژن درتمام ترکیبات ۱ +است به جز در هیدریدهای فلزی مانند NaH و $Ca(H)_2$ که در آنها حالت ۱- است .

- **واکنش اکسایش ـ کاهش:**
- به واکنشی که در آن عدد اکسایش حداقل یک عنصر تغییر کرده باشد، واکنش اکسایش ـ کاهش می‌گویند.
- نیم واکنش:
- به نیمی از یک واکنش اکسایش ـ کاهش که در سمت چپ یا راست آن الکترون (e^-) وجود دارد نیم واکنش گفته می‌شود.
- واکنش سوختن فلز منیزیم در گاز اکسیژن یک نمونه واکنش اکسایش - کاهش است که از جمع نیم واکنش اکسایش با نیم واکنش کاهش به دست می‌آید .

نیم واکنش اکسایش: $2Mg_{(s)} \rightarrow 2Mg^{2+}_{(s)} + 4e^-$

نیم واکنش کاهش: $O_{2(g)} + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}_{(s)}$

واکنش اکسایش-کاهش: $2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)}$

پتانسیل الکترودی استاندارد(E°) :

به اختلاف پتانسیل الکتریکی میان تیغه و محلول الکترولیت، در یک الکترود استاندارد، پتانسیل الکترودی استاندارد (E°) می گویند.

از آنجایی که راه مستقیمی برای اندازه گیری پتانسیل الکترودی استاندارد وجود ندارد، پتانسیل نسبی با مقایسه پتانسیل هر الکترودی با یک الکترود مرجع به دست می آید. الکترود استاندارد هیدروژن (SHE) به عنوان الکترود مرجع انتخاب شده است که پتانسیل الکترودی آن در هر دمایی صفر در نظر گرفته می شود.

نیم واکنش مربوط به SHEبه این صورت است:

مقایسه قدرت اکسندگی و کاهندگی فلزها و جدول E°

جدول پتانسیل های الکترودی استاندارد یا جدول پتانسیل های کاهشی استاندارد، جدولی است که در آن معادلات واکنش های مربوط به تعادل های الکترودی استاندارد برخی عناصر در جهت کاهش نوشته شده اند. رتبه بندی فلزها به ترتیب افزایش پتانسیل کاهشی استاندارد، مجموعه ی سودمندی را فراهم می آورد که سری الکتروشیمیایی نام دارد. به کمک این مجموعه می توان قدرت اکسندگی و کاهندگی فلزها را با هم مقایسه نمود .

فهرستی از پتانسیل‌های کاهشی استاندارد برای برخی نیم‌سلول‌های یون فلز/فلز

گونه‌ی کاهش‌یافته $\rightleftharpoons$ گونه اکسایش‌یافته $+ne^-$	$E^\circ(V)$
$K^+(aq)+e^-\rightleftharpoons K(s)$	−۲/۹۲
$Ca^{2+}(aq)+2e^-\rightleftharpoons Ca(s)$	−۲/۸۷
$Na^+(aq)+e^-\rightleftharpoons Na(s)$	−۲/۷۱
$Mg^{2+}(aq)+2e^-\rightleftharpoons Mg(s)$	−۲/۳۸
$Al^{3+}(aq)+3e^-\rightleftharpoons Al(s)$	−۱/۶۶
$Zn^{2+}(aq)+2e^-\rightleftharpoons Zn(s)$	−۰/۷۶
$Fe^{2+}(aq)+2e^-\rightleftharpoons Fe(s)$	−۰/۴۴
$2H^+(aq)+2e^-\rightleftharpoons H_2(g)$	۰
$Ag^+(aq)+e^-\rightleftharpoons Ag(s)$	+۰/۸۰

برای مقایسه قدرت اکسندگی باید مواد سمت چپ نیم واکنش های E°را با هم مقایسه کنیم و برای مقایسه قدرت کاهندگی باید مواد سمت راست نیم واکنش های E°را با یکدیگر مقایسه کنیم.

اگر علامت E°یک نیم سلول منفی باشد، در جدول E°بالاتر از SHE قرار دارد و اگر علامت E°یک نیم سلول مثبت باشد، در جدول E° پایین تر از SHEقرار دارد.

علامت منفی E°یعنی تمایل عنصر نسبت به هیدروژن برای از دست دادن الکترون کمتر است و علامت مثبت E°یعنی تمایل عنصر نسبت به هیدروژن برای از دست دادن الکترون بیشتر است.

هر چه E°مثبت تر باشد، ماده ی سمت چپ اکسنده ی قوی تر و ماده ی سمت راست اکسنده ضعیف تری است.

هرچه E°منفی تر باشد، ماده ی سمت چپ اکسنده ی ضعیف تر و ماده ی سمت راست کاهنده ی قوی تری است.

پایان