

شیمی عمومی

منبع:

شیمی عمومی: نوشته مورتیمر، ترجمه شده دکتر عیسی یآوری

فصل اول: اتم

شیمی: یعنی شناسایی ساختار ماده و بررسی ویژگی ها و خواص آن.

□ تعریف ماده: هر چیزی که جرم داشته باشد و فضا اشغال کند.

□ دانشمندی به نام دالتون بیان کرد که ماده از ذرات ریز اتم تشکیل شده است. و اتم کوچکترین واحد سازنده مواد است.

دانشمند دیمتری مندلیف، اتم های مختلف را بر حسب وزن اتمی در جدولی قرار داد. مندلیف اتم ها در جدول تناوبی به صورت افقی در دوره های ۱ تا ۷ و به صورت عمودی در گروه های ۱ تا ۱۸ دسته بندی می شوند. هم چنین دسته بندی دیگری بر اساس لایه ی الکترونی در حال پر شدن وجود دارد که بر اساس آن، عنصرها در بلوک های s و p و d و f قرار می گیرند.

For elements with no stable isotopes, the mass number of the isotope with the longest half-life is in parentheses.

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

یک گروه ، یک ستون عمودی از جدول تناوبی است. عنصرهای یک گروه معمولاً ویژگی‌های نزدیک به هم دارند چون عنصرهای موجود در یک گروه همگی از آرایش الکترونی یکسانی در لایه ی آخر الکترونی برخوردارند. بنابراین ویژگی‌های شیمیایی مشابهی از خود نشان می‌دهند .

H
Li
Na
K
Rb
Cs
Fr

بر اساس یک قرارداد جهانی، گروه‌ها از ۱ تا ۱۸ شماره‌گذاری شده‌اند که گروه شماره ی یک را نخستین گروه از چپ (فلزهای قلیایی) دومین گروه فلزهای قلیایی خاکی، هفدهمین گروه هالوژن ها و هجدهمین گروه گازهای نجیب در نظر گرفته اند.

یک دوره در جدول تناوبی، یک ردیف افقی از این جدول است. عنصرهای یک دوره از آرایش الکترونی یکسانی در لایه ی آخر الکترونی برخوردار نیستند. بنابراین ویژگی‌های شیمیایی مشابهی از خود نشان نمی‌دهند .

Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
----	----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

جدول از بلوکهای مختلفی تشکیل شده است. **بلوک اس s**، که دربردارنده ی دو گروه نخست جدول (فلزهای قلیایی و قلیایی خاکی)

1	2
H Hydrogen 1.00794	
Li Lithium 6.941	Be Beryllium 9.012182
Na Sodium 22.98976928	Mg Magnesium 24.304
K Potassium 39.0983	Ca Calcium 40.078
Rb Rubidium 85.4678	Sr Strontium 87.62
Cs Cesium 132.90545196	Ba Barium 137.327
Fr Francium 223	Ra Radium 226

بلوک پی p دربردارنده ی شش گروه آخر جدول، گروه‌های ۱۳ تا ۱۸ است. همه ی شبه فلزات و نافلزها در این بلوک جای می‌گیرند.

	13	14	15	16	17	18
						He Helium 4.002602
B Boron 10.811	C Carbon 12.011	N Nitrogen 14.007	O Oxygen 15.999	F Fluorine 18.998	Ne Neon 20.180	
Al Aluminum 26.982	Si Silicon 28.086	P Phosphorus 30.974	S Sulfur 32.06	Cl Chlorine 35.45	Ar Argon 39.948	
Ga Gallium 69.723	Ge Germanium 72.63	As Arsenic 74.922	Se Selenium 78.96	Br Bromine 79.904	Kr Krypton 83.80	
In Indium 114.818	Sn Tin 118.710	Sb Antimony 121.757	Te Tellurium 127.60	I Iodine 126.905	Xe Xenon 131.29	
Tl Thallium 204.383	Pb Lead 207.2	Bi Bismuth 208.980	Po Polonium 209	At Astatine 210	Rn Radon 222	
Uut Ununtrium 288	Fl Flerovium 288	Uup Ununpentium 288	Lv Livermorium 293	Uus Ununseptium 293	Uuo Ununoctium 294	

بلوک دی d دربردارنده ی گروه‌های ۳ تا ۱۰ و همگی فلزات واسطه هستند.

	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
				Other nonmetals				Halogens		
				Alkali metals				Transition metals		
				Alkaline earth metals				Post-transition metals		
				Noble gases				Lanthanoids		
				Metalloids				Actinoids		
	Sc Scandium 44.956	Ti Titanium 47.88	V Vanadium 50.942	Cr Chromium 51.996	Mn Manganese 54.938	Fe Iron 55.845	Co Cobalt 58.933	Ni Nickel 58.693	Cu Copper 63.546	Zn Zinc 65.38
	Y Yttrium 88.906	Zr Zirconium 91.224	Nb Niobium 92.906	Mo Molybdenum 95.94	Tc Technetium 98	Ru Ruthenium 101.07	Rh Rhodium 102.906	Pd Palladium 106.36	Ag Silver 107.868	Cd Cadmium 112.411
	La-Lu Lanthanoids 138.905	Hf Hafnium 178.49	Ta Tantalum 180.948	W Tungsten 183.84	Re Rhenium 186.207	Os Osmium 190.23	Ir Iridium 192.222	Pt Platinum 195.084	Au Gold 196.967	Hg Mercury 200.59
	Ac-Lr Actinoids 227	Rf Rutherfordium 261	Db Dubnium 262	Sg Seaborgium 266	Bh Bohrium 264	Hs Hassium 277	Mt Meitnerium 268	Ds Darmstadtium 271	Rg Roentgenium 272	Cn Copernicium 285

بلوک اف f که بیشتر در پایین بدنه ی اصلی جدول جای می گیرد در بردارنده ی فلزهای لانتانیدها و اکتینیدها است.

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

خصوصیات فلز :

- ۱- چکش خوار هستند و اثر ضربه خرد یا شکسته نمی شوند.
- ۲- معمولا چگالی آنها زیاد است.
- ۳- در دمای بالایی ذوب می شوند.
- ۴- رسانای برق و گرما را از خود عبور می دهند.
- ۵- سطح آنها صیقلی و براق است و دارای جلای فلزی هستند.
- ۶- میان ذرات سازنده فلزات، پیوند فلزی وجود دارد
- ۷- همه فلزات جامد هستند (بجز جیوه که در دمای اتاق بشکل مایع است). کاربرد جیوه در دماسنج ها می باشد.

خصوصیات نافلز :

- ۱- رسانای گرما و جریان الکتریکی نیستند .
- ۲- در شکل جامد آنها مات و شکننده هستند.
- ۳- قابلیت مفتول شدن را ندارند و چکش خوار نیستند.
- ۴- به طور قابل توجهی دمای ذوب و جوش پائین تری نسبت به فلزات دارند.

۵- نافلزها به هر سه حالت فیزیکی وجود دارند گاز ، مایع و جامد

نافلز جامد مثل: ید

نافلز مایع : برم (برم تنها نافلزی است که مایع است)

نافلز گازی مثل: اکسیژن

شبه فلز به عناصری اطلاق می گردد که خواصشان میان فلزها و نافلزها است که میتوان به

عنصرهای بور B ، سیلیسیم Si اشاره کرد.

13	14	15	16	17	18
					He Helium 2, 00385
B Boron 10, 01151	C Carbon 12, 01201	N Nitrogen 14, 01401	O Oxygen 16, 01599	F Fluorine 18, 01889	Ne Neon 20, 02018
Al Aluminum 27, 02698	Si Silicon 28, 02808	P Phosphorus 31, 03097	S Sulfur 32, 03206	Cl Chlorine 35, 04536	Ar Argon 39, 03994
Ga Gallium 69, 02397	Ge Germanium 72, 07264	As Arsenic 74, 07538	Se Selenium 78, 07796	Br Bromine 79, 09040	Kr Krypton 83, 09364
In Indium 114, 07261	Sn Tin 118, 07276	Sb Antimony 121, 07448	Te Tellurium 127, 07436	I Iodine 126, 07254	Xe Xenon 131, 07102
Tl Thallium 204, 07284	Pb Lead 207, 07276	Bi Bismuth 208, 07259	Po Polonium 209, 072	At Astatine 210, 072	Rn Radon 222, 072
Uut Ununtrium 288, 072	Fl Flerovium 288, 072	Uup Ununpentium 288, 072	Lv Livermorium 288, 072	Uus Ununseptium 288, 072	Uuo Ununoctium 288, 072

خصوصیات شبه فلز:

۱- نیمه رسانا هستند. ۲- دارای سطح صیقلی هستند. ۳- شکننده هستند.

نامگذاری:

1	2	13	14	15	16	17	18
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

H = هیدروژن He = هلیوم Li = لیتیم Be = برلیوم B = بور

C = کربن N = نیتروژن O = اکسیژن F = فلوئور Ne = نئون

Na = سدیم Mg = منیزیم Al = آلومینیم Si = هیدروژن سیلیسیم

P = فسفر S = سولفور یا گوگرد Cl = کلر Ar = آرگون

فلزات واسطه:

Fe = آهن Cu = مس Ag = نقره Zn = روی Hg = جیوه

ذرات تشکیل دهنده اتم :

در سالهای بعد ساختار اتم شناسایی شد که از سه ذره ریز اتمی **الکترون**، **پروتون** و **نوترون** تشکیل شده است.

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.

برای هر اتم یک عدد اتمی و یک عدد جرمی تعریف شد و نحوه قرار گرفتن اتم ها در جدول بر اساس افزایش عدد اتمی است. عدد اتمی در پایین نماد شیمیایی اتم و عدد جرمی در بالای نماد شیمیایی اتم نوشته میشود.

عدد اتمی و عدد جرمی:

عدد اتمی برابر با مجموع تعداد پروتونها P 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 p و نوترونها N است که با نماد A نشان داده میشود. عدد جرمی در بالای نماد شیمیایی اتم نوشته میشود.

$$A = N + p$$



در یک اتم خنثی تعداد الکترون e با تعداد پروتون P برابر است $e = P$

چند مسئله در ارتباط با عدد جرمی و عدد اتمی:

۱- برای اتم پتاسیم با عدد اتمی ۲۲ و نوترون ۳۱، عدد جرمی را مشخص کنید: ${}^{22}K$

$$\text{عدد اتمی} = \text{تعداد پروتون} = ۲۲$$

$$\text{عدد جرمی} = \text{تعداد پروتون} + \text{تعداد نوترون} \quad \text{عدد جرمی} = ۲۲ + ۳۱ = ۵۳$$

۲- یون گوگرد ${}^{32}S$ چند پروتون و چند الکترون دارد:

$$\text{تعداد پروتون} = \text{عدد اتمی} = ۳۲ \quad \text{تعداد الکترون} = \text{تعداد پروتون در نتیجه} \quad \text{تعداد الکترون} = ۳۲$$

اتم B دارای ۱۸ الکترون و ۲۹ نوترون است عدد اتمی و عدد جرمی این عنصر کدام است؟؟؟

کلسیم ${}^{31}_{22}Ca$ دارای چند الکترون، پروتون و نوترون 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 از دست داده و بار اتم مثبت شده است. در کاتیون :

بار یون - تعداد پروتون (یا عدد اتمی) = تعداد الکترون است. باریون - $e = P$

۱- یون آلومینیم $13Al^{3+}$ دارای چند نوترون و چند الکترون است: (عدد جرمی ۲۷)

بار یون - تعداد پروتون (یا عدد اتمی) = تعداد الکترون در نتیجه تعداد الکترون ۱۰

$$3 - 13 =$$

عدد جرمی = تعداد پروتون + تعداد نوترون در نتیجه تعداد نوترون = $27 - 13 = 14$ در نتیجه تعداد

نوترون = ۱۴

۳- یون منیزیم $12Mg^{2+}$ دارای چند نوترون و چند الکترون است: (عدد جرمی ۲۵)؟؟؟

۲- یون B^{3+} دارای ۲۸ الکترون و ۳۹ نوترون است عدد اتمی و عدد جرمی این عنصر کدام است:

بار یون - تعداد پروتون (یا عدد اتمی) = تعداد الکترون در نتیجه تعداد پروتون

۳-؟ = ۲۸ در نتیجه ؟ = ۲۸ + ۳ = ؟ تعداد پروتون = ۳۱ و عدد اتمی = ۳۱

عدد جرمی = تعداد پروتون + تعداد نوترون عدد جرمی = ۳۱ + ۳۹ = عدد جرمی ۷۰

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

الکترون = تعداد پروتون + بار یون است.

۱- یون اکسیژن $8O^{2-}$ دارای چند نوترون و چند الکترون است: (عدد جرمی ۱۶)

بار یون + تعداد پروتون (یا عدد اتمی) = **تعداد الکترون** در نتیجه تعداد الکترون ۱۰
 $2+8 =$

عدد جرمی = تعداد پروتون + تعداد نوترون در نتیجه تعداد نوترون $8 = 16 - 8$ در نتیجه تعداد نوترون $8 =$

۲- یون نیتروژن $7N^{3-}$ دارای چند نوترون و چند الکترون است: (عدد جرمی ۱۴)؟؟؟؟

۳- یون S^{2-} دارای ۲۰ الکترون و ۳۳ نوترون است عدد اتمی و عدد جرمی این عنصر کدام است:

$20 = P + 2$ بار یون + تعداد پروتون (یا عدد اتمی) = **تعداد الکترون**
 $p = 20 - 2$

$P = 18$ $p = z = 18$

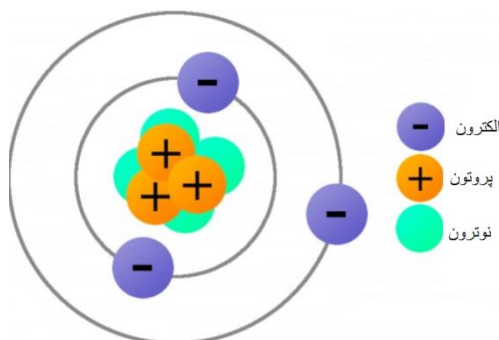
عدد جرمی = تعداد پروتون + تعداد نوترون $33 + 18 = 51$

۳- یون F^{1-} دارای ۹ الکترون و ۲۱ نوترون است عدد اتمی و عدد جرمی این عنصر کدام است:

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. در اطراف هسته اتم **هفت لایه** وجود دارد.



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. $1S^2$. عدد بالای هر نشانه اوربیتال S^2 نشان دهنده تعداد الکترونها است.

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:

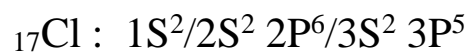
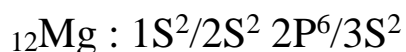
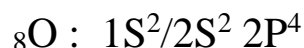
شامل چهار اوربیتال **s** و **p** و **d** و **f** است که اوربیتال **f** حداکثر **چهارده** الکترون ظرفیت دارد. بنابراین لایه چهارم حداکثر ۳۲ الکترون ظرفیت دارد. $4S^2 4P^6 4d^{10} 4f^{14}$

در اطراف هسته اتم هفت لایه وجود دارد.

ترتیب پرشدن اوربیتالها از الکترون بر اساس آرایش زیر است:



آرایش الکترونی اتمهای $3Li$, $12Mg$, $17Cl$, $8O$ را رسم کنید:



ساختار لوئیس (آرایش الکترون-نقطه ای):

اتمها با هم ترکیب میشوند و مواد مختلفی را تولید میکنند برای پی بردن به نحوه ترکیب شدن اتمها میتوان از ساختار لوئیس (آرایش الکترون-نقطه ای) استفاده کرد.

ساختار لوویس ساختار الکترون نقطه :

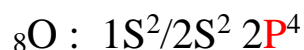
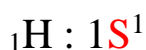
ساختاری برای نمایش مولکول یا یون در شیمی است که در آن **عنصر** را با **نماد شیمیایی**، **الکترونهای ظرفیتی ناپیوندی** را با **نقطه** و **الکترونهای ظرفیتی پیوندی** را با **خط** نمایش می‌دهند.

مراحل رسم ساختار لوویس:

- ۱- آرایش الکترونی تک تک اتمها را رسم میکنیم.
- ۲- **تعداد الکترونهای لایه آخر** اتمها را مشخص میکنیم.
- اگر آرایش الکترونی به **s** ختم شد. **تعداد الکترونهای لایه آخر** برابر با مجموع **s** و **d**.
- اگر آرایش الکترونی به **p** ختم شد **تعداد الکترونهای لایه آخر** برابر با مجموع **p** و **s**.
- 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 الکترون** برسند به **جز هیدروژن** که به **آرایش دوتایی الکترون** می رسد.

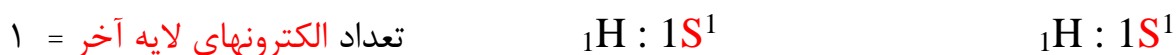
برای مثال آرایش الکترون -نقطه ای و ساختار لوئیس H_2O : (1H , 8O)

۱- آرایش الکترونی تک تک اتمها را رسم میکنیم.



۲- **تعداد الکترونهای لایه آخر** اتمها را مشخص میکنیم.

اگر ارایش الکترونی به **s** ختم شد. تعداد الکترونهاى لایه آخر برابر با مجموع توان **s** و **d**.



اگر ارایش الکترونی به **p** ختم شد تعداد الکترونهاى لایه آخر برابر با مجموع توان **p** و **s**.



تعداد الکترونهاى لایه آخر = ۶

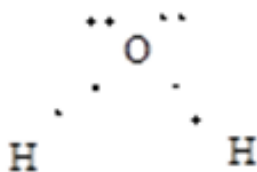
۳- مستقر کردن الکترونهاى لایه آخر هر اتم در کنار اتم



۴- اتم مرکزی را مشخص میکنیم. اتم مرکزی اتمی است که کمترین تعداد اتم و کمترین الکترونگاتیوی دارد.

اتم مرکزی در اینجا اکسیژن است چون تعداد آن از هیدروژن کمتر است. HOH

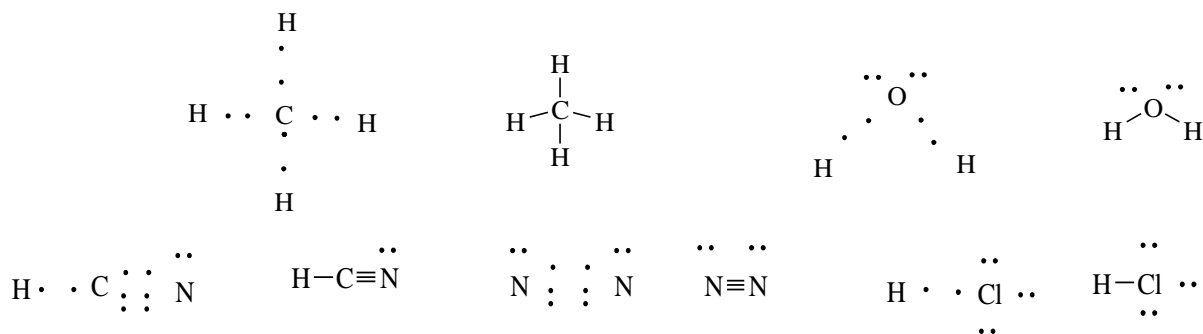
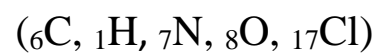
۵- اتمها را طوری کنار هم قرار میدهیم که به **آرایش هشت تایی الکترون** برسند به **جز هیدروژن** که به **آرایش دوتایی الکترون** می رسد.



برای نشان دادن ساختار لوویس الکترونهاى ناپیوندی را با نقطه و الکترونهاى پیوندی را با **خط** نمایش می دهند.



آرایش الکترون - نقطه ای و ساختار لوئیس ترکیبات HCl , CH_4 , H_2O , N_2 , HCN را رسم کنید:



ترکیب یونی

جدول بار یونی اتمها:

1A						8A	
H^+	2A		3A	4A	5A	6A	7A
Li^+					N^{3-}	O^{2-}	F^-
Na^+	Mg^{2+}		Al^{3+}		P^{3-}	S^{2-}	Cl^-
K^+	Ca^{2+}					Se^{2-}	Br^-
Rb^+	Sr^{2+}						I^-

چگونگی نوشتن فرمول های شیمیایی

۱- نشان شیمیایی کاتیون ترکیب مورد نظر در سمت چپ و نشان شیمیایی آنیون آن در سمت راست نوشته می شود.

۲- بار هر یون در ترکیب مورد نظر را به صورت زیروند در سمت راست یون دیگر آن ترکیب قرار می دهند.

۳- اگر امکان پذیر باشد زیروند ها را با یکدیگر ساده می کنند و از نوشتن یک زیروند خودداری می شود.

۴- برای نوشتن زیروند اتمها ، بار یک یون میشود زیروند یون کناری آن. برای مثال یون منیزیم کلرید $MgCl_2$

Mg^{2+} و Cl^{-1} یار یون منیزیم ۲ است که به عنوان زیروند اتم کناری کلر قرار میگیرد و بار یون کلر ۱ است که به عنوان زیروند اتم کناری آن منیزیم قرار میگیرد

نامگذاری ترکیبات یونی

به طور کلی برای نام گذاری این ترکیبات، نخست نام کاتیون و سپس نام آنیون آن با پسوند "ید" نوشته می شود. به عنوان مثال

نام ترکیب $NaBr$ سدیم برمید می باشد.

انواع پیوندهای شیمیایی:

پیوند شیمیایی به نیروهایی که اتمها یا مولکولها را کنار هم نگه می دارد گفته می شود و بر دو دسته اند:

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

پیوندهای میان مولکولی: نیروی لندن - نیروی واندروالسی (پیوند هیدروژنی و نیروی دوقطبی - دوقطبی)

پیوندهای میان اتمی:

پیوند کووالانسی

پیوند اشتراکی یا پیوند کووالانسی یک نوع پیوند شیمیایی که از طریق اشتراک گذاشتن الکترون‌ها بین دو تا نافلز تشکیل می‌شود.

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 معمولاً بین دو تا نافلز رخ میدهد. مثال: H_2 (H-H), HCl (H-Cl) هیدروژن 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. این پیوند بین یک فلز و نافلز ایجاد میشود.

مثل: Na_2O **سدیم فلز** و در گروه ۱ جدول تناوبی فلزات قلیایی قرار دارد. **اکسیژن یک نافلز** که در گروه ۱۶ جدول قرار دارد گفتیم که عناصر گروه‌های ۱۶ و ۱۷ همگی نافلزند. پس پیوند یونی است

پیوند فلزی

پیوند فلزی بین اتم‌های فلز در شبکه بلور پیوند ویژه‌ای وجود دارد که در اصطلاح پیوند فلزی نامیده می‌شود. **جاذبه الکتروستاتیکی حاصل بین ذره‌های مثبت فلزی و بارمنفی توده ابر الکترونی آزاد**، عامل پیوند بین ذره‌های فلز محسوب می‌شود

نوع پیوند شیمیایی را مشخص کنید؟

الف) CaCl_2 (ب) Fe (ج) NH_3 (د) Al_2O_3

جواب:

الف: پیوند یونی ب: فلزی ج) کووالانسی د) یونی

پیوندهای میان مولکولی

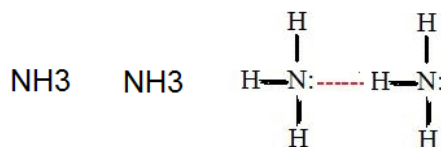
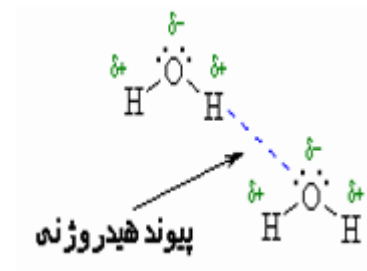
پیوندهای میان مولکولی : نیروهایی که **مولکولهای یک ماده** را در حالت مایع یا جامد به همدیگر ارتباط می دهد به نیروهای بین مولکولی معروف است.

نیروی وان دروالسی:

نیروی وان دروالسی این نیروها بین مولکولهای قطبی دیده می شوند. **بین مولکولهایی که دارای پیوند کووالانسی هستند این نیرو وجود دارد** که به دو دسته پیوند هیدروژنی و نیروی دوقطبی- دوقطبی تقسیم میشوند.

پیوند هیدروژنی

پیوند هیدروژنی نوعی نیروی بین مولکولی است که در آن **بین اتم هیدروژن از یک مولکول** با یکی از اتمهای الکترونگاتیو **F و O و N** از **مولکول دیگر** جاذبه‌ای بوجود می آید که به پیوند هیدروژنی معروف است. پیوند هیدروژنی فقط بین ترکیبات دارای **H و O و N و F** وجود دارد یعنی در این ترکیبات هیدروژن به عنوان پلی بین دو اتم الکترونگاتیو عمل می کند.



پیوند هیدروژنی موجب ویژگی‌های شگفتی در آب شده است. برای نمونه :

- بالا بودن ظرفیت گرمایی
- بالا بودن آنتالپی تبخیر
- افزایش حجم غیرعادی در مقابل کاهش دما (از ۰ تا ۴- درجه سانتی گراد)
- افزایش کشش سطحی آب

نیروی دوقطبی - دوقطبی

این نیروها بین مولکولهای قطبی (دو تا نافلز متفاوت مثل HCl : نافلز H و نافلز Cl) دیده می‌شوند. این مولکولها دارای دوقطبیهای دائمی هستند. 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

نیروهای لاندن

مولکولهای غیرقطبی (دو تا نافلز یکسان مثل O_2 : دو اتم نافلز یکسان اکسیژن O) ، دوقطبی دائمی ندارند. در یک لحظه از زمان ، ابر الکترونی یک مولکول بنحوی تغییر شکل می‌دهد که یک دوقطبی لحظه‌ای بوجود می‌آید که نیروی جاذبه بین این دو قطبیهای لحظه‌ای ، نیروی لاندن را تشکیل می‌دهند.

نوع پیوند شیمیایی میان مولکولی را مشخص کنید؟

الف) HCl ب) N₂ ج) H₂O د) HF

الف: نیروی دوقطبی - دوقطبی

ب: نیروی لاندن

ج) پیوند هیدروژنی

د) پیوند هیدروژنی

فصل دوم : واکنشهای شیمیایی

تغییراتی که در واکنشی بر روی مواد واکنش دهنده صورت می‌گیرد، بطور کلی به دو نوع **تغییر فیزیکی و تغییر شیمیایی** ، تقسیم می‌شوند.

در **تغییر فیزیکی** ، فقط **حالت فیزیکی ماده** تغییر می‌یابد. یعنی ساختار ذره‌های تشکیل دهنده ماده تغییر نمی‌کند.

ماده دارای سه حالت فیزیک : جامد ، مایع و گاز است.

مثال هایی از یک تغییر فیزیکی:

ذوب ، انجماد ، تبخیر ، تصعید ، انحلال

تعریف تغییرهای فیزیکی :

ذوب: فرایندی که در آن فاز جامد به فاز مایع تبدیل می‌شود

انجماد: فرایندی که در آن ، تبدیل فاز مایع به جامد صورت می‌گیرد،

تبخیر: فرایندی که در آن ، تبدیل فاز مایع به بخار صورت می‌گیرد

تصعید: فرایندی که در آن ، جامد بدون عبور از حالت مایع مستقیماً به بخار تبدیل می‌گردد.

میعان: فرایندی که در آن ، فاز بخار به فاز مایع تبدیل شود

انحلال : حل شدن یک ماده حل شونده در یک حلال

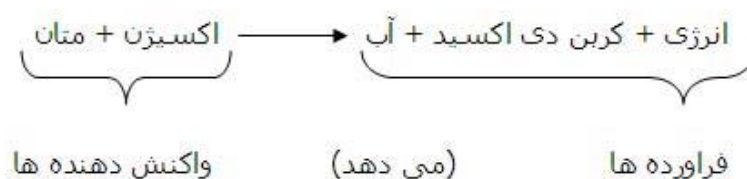
در **تغییر شیمیایی** ، در واقع اتصال اتمها به یکدیگر در واکنش دهنده ها دستخوش تغییر می شود یعنی ساختار ذره های تشکیل دهنده ماده تغییر می کند. و مواد جدیدی تشکیل میشوند.

مثل : سوختن ، پخته شدن تخم مرغ، زنگ زدن قاشق آهنی

واکنش شیمیایی در واقع **توصیفی برای یک تغییر شیمیایی** است. واکنش های 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:



در **معادله ی نمادی**، از فرمول شیمیایی و نمادهای آن برای توصیف پدیده ی شیمیایی استفاده می شود.

مانند:



معانی برخی نمادها که در نوشتن واکنشهای شیمیایی استفاده میشوند در زیر آورده شده است:

نماد	معنا
\longrightarrow	تولید می کند یا می دهد.
$\xrightarrow{\Delta}$	واکنش دهنده ها بر اثر گرم شدن واکنش می دهند.
$\xrightarrow{20\text{ atm}}$	واکنش در فشار ۲۰ اتمسفر انجام می شود.
$\xrightarrow{1200^{\circ}\text{C}}$	واکنش در دمای ۱۲۰۰ درجه سانتی گراد رخ می دهد.
$\xrightarrow{\text{(pd)}}$	برای انجام شدن واکنش از پالادیم به عنوان کاتالیزگر استفاده می شود.

فرآورده ها \rightarrow واکنش دهنده ها

واکنش کامل (یک طرفه):

فرآورده ها \rightleftharpoons واکنش دهنده ها

واکنش های دوطرفه:

فرآورده ها \rightleftharpoons واکنش دهنده ها

واکنش تعادلی:

انواع واکنش های شیمیایی

واکنش های شیمیایی 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.

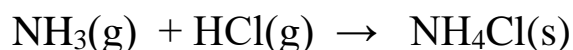
۱- سوختن:

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 \rightarrow گاز اکسیژن + هیدرو کربن

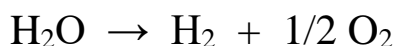
۲- ترکیب (سنتز):

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:

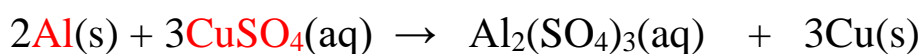
واکنشی که در آن یک ماده به مواد ساده تر تبدیل می شود.



۴- واکنش های جابجایی یگانه:

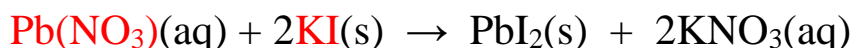
واکنشی که در آن یک عنصر با یک ماده ی مرکب واکنش داده و یک عنصر جدید در فرآورده آزاد می شود و ماده ی مرکب جدید حاصل می شود.

ماده مرکب: ماده ای است که از چند اتم تشکیل شده است.



۵- واکنش های جابجایی دو گانه:

واکنش بین دو ماده مرکب که در فرآورده دو ماده مرکب جدید ایجاد شود.



برای مثال واکنشهای شیمیایی موجود در ایربگ (کیسه هوا) خودرو آورده شده است:

هر سیستم کیسه هوا شامل ۳ بخش اصلی می باشد:

۱- کیسه هوا: از الیاف نایلون نازک ساخته شده است و آن را تا کرده و در داخل فرمان ماشین یا داشبورد قرار داده اند.

۲- حسگر یا Sensor: سیگنال نیاز به باز شدن کیسه را در هنگام تصادف دریافت نموده و به سیستم Inflation، فرمان باز شدن کیسه را می دهد.

۳- سیستم تورم Inflation: سیستم فعال کردن کیسه هوا می باشد که در آن آزید سدیم واکنش انجام می دهد و گاز نیتروژن مورد نیاز برای باد کردن کیسه تولید می شود.

مشخصات ماده جامد سدیم آزید عبارتند از: ۱- درجه اشتعال پائین ۲ - سرعت اشتعال بالا ۳ - تولید گاز در حجم زیاد ۴- محصولات احتراق و آلودگی کمی برای محیط زیست ایجاد کند
نام کیسه هوا برای این سازه کمی نادرست باشد زیرا گازی که موجب پرشدن کیسه می گردد گاز نیتروژن N₂ است .

فرایندهای انجام شده ، به ترتیب عبارت اند از :

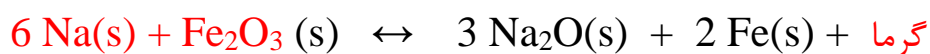
به هنگام برخورد خودرو با شدتی که مد نظر طراحان این سازه است حسگر های تعبیه شده در قسمت جلویی خودرو فعال شده و باعث انفجار یک کلاهک انفجاری کوچک می شوند.

این انفجار انرژی لازم را برای آغاز واکنش تجزیه سدیم آزید و تولید گاز نیتروژن را فراهم می سازد. معادله این واکنش به صورت زیر است:



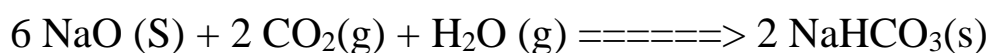
هرچند گاز نیتروژن کافی برای پرشدن کیسه در این واکنش تولید می شود **اما سرعت پر شدن مناسب صحنه تصادف نیست لذا واکنش دیگری اتفاق می افتد که با افزایش دمای گاز حجم آن به سرعت افزایش یابد**

این واکنش بین آهن (III) اکسید و فلز سدیم تولید شده در واکنش فوق انجام می شود تا گرمای حاصل دما را به ناگهان بیش از ۱۰۰ درجه افزایش دهد . معادله این واکنش این چنین است:



با انجام این واکنش خطر حضور فلز سدیم که یک فلز فعال است در کیسه از بین می رود.

سدیم اکسید تولید شده که خاصیت بازی دارد به وسیله کربن دی اکسید هوا و بخار آب هوا به سدیم هیدروژن کربنات بی خطر تبدیل می شود



تعدادل شیمیایی

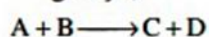
به حالتی گفته می‌شود که در آن غلظت واکنشگرها و محصولات در واکنش شیمیایی با گذشت زمان تغییر نکند.

معمولاً این تعدادل در شرایطی حاصل می‌شود که سرعت واکنش رفت با برگشت برابر باشد. واکنش تعدادلی حالت خاصی از واکنش‌های برگشت پذیر است که در آن سرعت واکنش رفت و برگشت یکسان شده و در سامانه ای بسته انجام می‌شود

در تعدادل شیمیایی



به واکنش



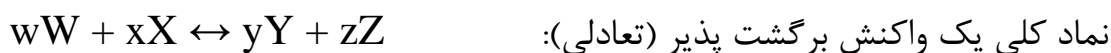
واکنش رفت و به واکنش



واکنش برگشت می‌گویند.

ثابت تعدادل K_c

ثابت تعدادلی که در آن غلظتهای مواد بر حسب مول بر لیتر بیان می‌شوند، گاهی به صورت K_c نشان داده می‌شود.



$$K = \frac{\{Y\}^y \{Z\}^z}{\{W\}^w \{X\}^x} \quad \text{عبارت ثابت تعدادل به صورت زیر است:}$$



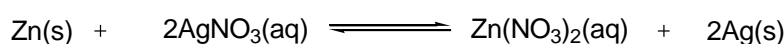
نکات اساسی مربوط به عبارت ثابت تعدادل:

جملات غلظت مواد سمت راست معادله شیمیایی در صورت عبارت K_c و جملات غلظت مواد سمت چپ معادله در مخرج عبارت K_c نوشته می‌شود.

جملات غلظت مواد مایع (l) و جامد خالص (s) در عبارت ثابت تعادل نوشته نمی‌شود.

اگر در یک تعادل معین دما تغییر نکند، K_c ثابت می‌ماند ولی در دماهای مختلف، مقدار K_c تغییر می‌کند.

برای واکنش‌های زیر معادله ثابت تعادل واکنش را بنویسید:



$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} \quad K = \frac{[\text{Zn}(\text{NO}_3)_2]}{[\text{AgNO}_3]^2} \quad K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

فصل سوم محلول‌ها

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

۱- ماده‌ی حل شده ۲- حلال

در واقع مخلوطی از ماده‌ی حل شده و حلال را **مخلوط همگن یا محلول** می‌نامند.

تفاوت بین ماده‌ی حل شده و حلال:

ماده‌ی حل شده: ۱- به نسبت کمتر در محلول حضور دارد. ۲- 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 ماده‌ی حل شده وجود دارد. ۴- حلال معمولاً تغییر فاز نمیدهد.

مفهوم انحلال پذیری:

انحلال پذیری به میزان حل شدن یک ماده جامد، مایع و گاز در یک حلال مشخص (جامد، مایع یا گاز) بیان می‌کند. این کمیت با عواملی چون نوع حلال، دما و فشار رابطه دارد. **انحلال پذیری یک ماده، بیشترین مقدار گرم یک ماده است که در دمای معین در ۱۰۰ گرم آب حل میشود.**

با توجه به میزان انحلال پذیری مواد، آن‌ها را به سه دسته تقسیم می‌کنند:
(آ) **مواد محلول:**

به موادی گفته می‌شود که انحلال پذیری آن‌ها **بیش از ۱ گرم** باشد. یعنی بتوانند بیش از یک گرم در ۱۰۰ گرم آب حل شوند. **تمام نیترات‌ها و کلرات‌ها محلول هستند.**

(ب) **مواد نامحلول:**

به موادی گفته می‌شود که انحلال پذیری آن‌ها **کمتر از ۰.۱ گرم** باشد. یعنی نتوانند بیش از ۰.۱ گرم در ۱۰۰ گرم آب حل شوند مانند **نقره کلرید $AgCl$ و باریم سولفات $BaSO_4$**

(پ) **مواد کم محلول:**

به موادی گفته می‌شود که انحلال پذیری آن‌ها **بین ۰.۱ تا ۱ گرم** حل شونده در ۱۰۰ گرم آب است، مانند کلسیم سولفات $CaSO_4$ و هگزانول $(C_6H_{13}OH)$

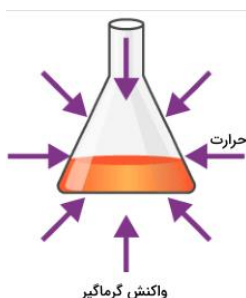
عوامل موثر بر انحلال پذیری

در این مطلب می خواهیم به عوامل مهم و موثر در انحلال یعنی اثر دما و فشار بر انحلال پذیری مواد جامد، مایع و گاز بپردازیم.

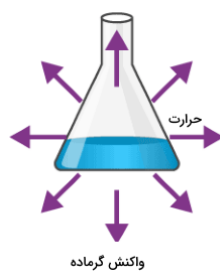
با توجه به اینکه اثر دما و فشار بر انحلال پذیری مواد به گرمازا یا گرماگیر بودن انحلال مواد بستگی دارد، ابتدا به تعریف گرمازا یا گرماگیر بودن انحلال مواد می پردازیم.

تعریف انحلالهای گرماگیر و گرمازا یا گرماده

واکنش گرماگیر : واکنشی است که برای انجام شدن به گرما نیاز دارد. (گرما جذب میکند).
مثل ذوب مواد. تبخیر مواد . انحلال برخی مواد مثل انحلال آمونیوم نیترات، کلسیم آمونیوم نیترات یا اوره. بسته سرما یا cold pack



واکنش گرمازا (گرماده) : واکنشی است که با انجام شدن آن گرما تولید میشود. مثل سوختن مواد. حل شدن اسید در آب، انحلال برخی مواد مثل انحلال کلسیم کلرید یا منیزیم سولفات در آب بسته سرما یا cold pack



اثر دما روی مواد جامد :

اثر دما روی مواد جامد، بسته به این که واکنش گرماگیر است یا گرمازا، فرق می کند. با استفاده از اصل لوشاتلیه می توانیم اثر دما روی هر دو واکنش را معین کنیم.

طبق اصل لوشاتلیه، در یک انحلال گرماگیر با افزایش دما، انحلال پذیری جامد افزایش می یابد و با کاهش دما، انحلال پذیری جامد کاهش می یابد (رابطه مستقیم).

طبق اصل لوشاتلیه، در یک انحلال گرمازا با افزایش دما، انحلال پذیری جامد کاهش می یابد و با کاهش دما، انحلال پذیری جامد افزایش می یابد (رابطه عکس).

تغییرات دما بر روی مایعات:

تغییرات دما، هیچ رفتار مشخصی روی انحلال پذیری مایعات ندارد. اثری ندارد

تغییرات دما بر روی گازها:

حل شدن گاز در مایع معمولاً گرمازا است. بنابراین افزایش دما به معنای انحلال پذیری کم تر و کاهش دما به معنای انحلال پذیری بیش تر برای گازهاست.

فشار:

اثر فشار بر روی انحلال پذیری مواد جامد و مایع بسیار کوچک است؛ اثری ندارد

بنابراین از اثر فشار بر روی گازها صحبت خواهیم کرد:

با توجه به اصل لوشاتلیه زمانی که فشار جزئی کاهش پیدا می کند، غلظت گاز در مایع نیز کاهش پیدا خواهد کرد و این به معنای کاهش انحلال پذیری هست و برعکس.

محلول الکترولیت و غیر الکترولیت

مواد را می توان بر اساس نحوه حل شدن آنها در آب یا حلال دیگر به دو دسته غیر الکترولیت و الکترولیت تقسیم کرد.

مواد غیر الکترولیت

موادی هستند که به صورت کاملاً مولکولی در آب حل می شوند و

مواد الکترولیت

موادی هستند که به طور کامل یا به مقدار کم در آب یونیده می شوند.

موادی مانند استون و اتانول که به صورت کاملاً مولکولی در آب یا حلال دیگر حل می شوند مواد غیر الکترولیت می باشند که از انحلال آن ها هیچ یونی ایجاد نمی شود. به محلول این مواد محلول غیر الکترولیت می گویند که رسانای جریان برق نمی باشند.

اغلب مواد آلی (البته به جز اسیدها یا بازهای آلی) غیر الکترولیت هستند مانند متانول، اتانول ، شکر، گلیسرین و...

مواد الکترولیت موادی هستند که به طور کامل یا به مقدار کم در آب یونیده شده و محلول آن ها را محلول الکترولیت گفته که رسانای جریان برق می باشد .

اسیدهای قوی ، بازهای قوی و اغلب نمکها جزو الکترولیت های قوی هستند و اسیدهای ضعیف و بازهای ضعیف جزو الکترولیت های ضعیف هستند.

عوامل مؤثر بر درصد تفکیک یونی : هرچه تعداد یون های موجود در محلول بیشتر باشد رسانایی افزایش می یابد

1- دما : با افزایش دما معمولاً درصد تفکیک یونی افزایش می یابد زیرا هرچه دما بالا تر باشد شکسته شدن پیوند و تشکیل یون ها آسان تر می گردد.

۲- غلظت : با افزایش غلظت درصد تفکیک یونی کاهش می‌یابد به عبارت دیگر هرچه محلول الکترولیت رقیق‌تر باشد مقدار درصد تفکیک یونی بیشتر می‌شود .

تمامی مواد الکترولیت الزاما ترکیب های یونی نیستند. به عنوان مثال اسیدها قبل از حل شدن در آب ترکیب هایی کووالانسی هستند. اما به یاد داشته باشید که در الکترولیت های قوی هرچه تعداد یون ها بیشتر باشد رسانایی الکتریکی بیشتر خواهد بود .

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

درصد جرمی:

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

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

یکای جرم در صورت و مخرج کسر باید یکسان باشد. یعنی هر دو باید برحسب میلی گرم، گرم یا کیلوگرم بیان شوند.

مثال: ۲/۵ گرم سدیم کلرید در ۴۷/۵ گرم آب حل شده است. درصد جرمی این محلول را به دست آورید؟

$$\text{درصد جرمی NaCl} = \frac{\text{مقدار گرم NaCl حل شده}}{\text{مقدار گرم محلول}} \times 100 = \frac{2.5g}{47.5g + 2.5g} \times 100 = 5\%$$

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.

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

در ۲۰۰ میلی لیتر محلول سدیم نیترات (NaNO_3)، ۴ گرم سدیم نیترات وجود دارد. غلظت معمولی این محلول را محاسبه کنید:

غلظت معمولی = مقدار ماده حل شونده (گرم)/حجم محلول (لیتر)

یک لیتر = ۱۰۰۰ میلی لیتر و یک میلی لیتر = ۰/۰۰۱ لیتر

$$200 \text{ mL} \times 1\text{L}/1000 \text{ mL} = 0.2 \text{ L}$$

$$\text{غلظت معمولی} = 0.4 \text{ g} / 0.2 \text{ L} = 2 \text{ g/L}$$

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

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

در ۱۰۰ میلی لیتر محلول سولفوریک اسید، ۰/۰۲۵ مول سولفوریک اسید وجود دارد. غلظت مولار این محلول را تعیین کنید: ($S= 32, O= 16, H= 1 \text{ g/mol}$)

غلظت مولار (مولاریته) = تعداد مول حل شونده/حجم محلول بر حسب لیتر

$$100 \text{ mL} \times 1\text{L}/1000 \text{ ml} = 0.1 \text{ L}$$

$$\text{غلظت مولار (مولاریته)} = 0.025 \text{ mol} / 0.1 \text{ L} = 0.0025 \text{ mol/L}$$

مول چیست؟

مول در شیمی، به واحد اندازه گیری مقدار ماده در سیستم SI می گویند. یک مول از ماده یا یک مول از یک جزء به صورت $6.02214076 \times 10^{23}$ از آن جزء یا ماده تعریف می شود

یک مول ماده برابر است با مجموع عددهای جرما اتمهای تشکیل دهنده. عدد جرمی بالای هر نماد شیمیایی نوشته میشود.

برای مثال:

یک مول آهن چند گرم است؟ ^{56}Fe

عدد جرمی ۵۶ است پس یک مول ۵۶ گرم است.

دو مول آهن چند گرم است؟ ^{56}Fe

عدد جرمی ۵۶ است پس دو مول آن میشود ۲ ضربدر ۵۶ ، که میشود ۱۲۲ گرم است. پس دو مول آهن ۱۲۲ گرم است

یک مول کلسیم سولفات Ca SO_4 چند گرم است؟ ^{20}Ca , ^{32}S , ^{16}O ,

در ۲۰ لیتر محلول سدیم کلرید ، ۱۰ گرم سدیم کلرید وجود دارد. غلظت مولار این محلول را تعیین کنید: (S= 32, O= 16, H= 1 g/mol)

غلظت مولار (مولاریته) = تعداد مول حل شونده/حجم محلول بر حسب لیتر

نرمالیت

$$\text{نرمالیت} = \text{مولاریته} \times \text{ظرفیت} \quad N = M \times n$$

۱- محلول ۰/۴ مولار سدیم هیدروکسید (NaOH) چند نرمال است:

نرمالیت = مولاریته \times ظرفیت ظرفیت بازی = تعداد هیدروکسید بازی = ۱

$$N = M \times n \quad N = 0.4 \times 1 = 0.4$$

۲- محلول ۲ نرمال سدیم سولفات (Na_2SO_4) چند مولار است:

نرمالیت = مولاریته \times ظرفیت
مولاریته = نرمالیت / ظرفیت

ظرفیت نمک = تعداد فلز \times بار یون فلز

$$\text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ نمک} \quad \text{ظرفیت نمک} = 2 \times 1 = 2 \quad \text{مولاریته} = 2 \times 2 = 4$$

۳- محلول ۸ مولار هیدروکلریک اسید (HCl) چند نرمال است:

نرمالیت = مولاریته \times ظرفیت
ظرفیت اسیدی = تعداد هیدروژن اسیدی = ۱

$$N = M \times n \quad N = 8 \times 1 = 8$$

فصل چهارم اسید و باز

بعضی از مواد 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 می کنند. بازها موادی هستند که ضمن حل شدن در آب یون OH^- آزاد می کنند. این تعریف فقط به موادی محدود می شود که در آب قابل حل باشند.

نظریه اسید و باز لوری-برونستد:

اسید گونه ای است که در واکنش شیمیایی پروتون یون H^+ می دهد و باز گونه ای است که در واکنش شیمیایی پروتون می پذیرد. لوری و برونستد این تعریف را بیان کردند، که از آن برخلاف تعریف آرنیوس می توان در محیط غیر آبی هم استفاده کرد.

واکنش اسیدها عموماً به $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$ صورت بندی می‌شود، که نمایانگر اسید HA و A^- نشانگر باز مزدوج است.

ثابت تفکیک اسیدی یا ثابت اسیدی یا ثابت یونی شدن اسید با نماد K_a معیاری است کمی از میزان قدرت یک اسید در محلول. ثابت تفکیک اسیدی، همان ثابت تعادل برای یک واکنش شیمیایی در واکنش‌های اسیدی-بازی است. تعادل را می‌توان به صورت نمادین به شکل زیر نمایش داد :



هنگامی می‌گوییم A^- و H^+ در HA در تعادل است که با گذر زمان غلظت آن‌ها تغییر نکند. رابطی ثابت تفکیک اسیدی عبارت است از حاصل ضرب غلظت فرآورده‌ها تقسیم بر غلظت واکنش دهنده‌ها

$$K = \frac{[A^-][H^+]}{[HA]}$$

یکای [HA] و $[A^-]$ و $[H^+]$ همگی مول بر لیتر است (mol/L).

اسید قوی تر ثابت تفکیک بالاتری نسبت به اسید ضعیف تر دارد. نسبت یون‌های هیدروژن به اسید در اسید قویتر بالاتر خواهد بود. زیرا اسید قوی تر تمایل بیشتری به از دست دادن پروتون دارد. به دلیل آنکه بازهی مقدارهای عددی ممکن برای K_a مرتبه‌های بزرگی بیشتری را در بر می‌گیرد، عموماً از pK_a که ثابت مناسبتری است استفاده می‌شود، که فرمول آن عبارتست از :

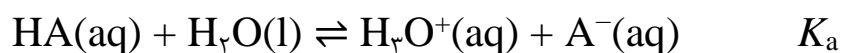
$$pK_a = -\log_{10} K_a$$

اسیدهای قوی تر pK_a کوچکتری نسبت به اسیدهای ضعیفتر دارد

نیتریک اسید HNO_3 ، سولفوریک اسید H_2SO_4 و پرکلریک اسید HClO_4 همه اسیدهای قوی هستند در حال که نیترو اسید HNO_2 ، سولفور اسید H_2SO_3 و هیپو کلرو اسید HClO و تمام اسیدهای آلی RCOOH اسیدهای ضعیف هستند.

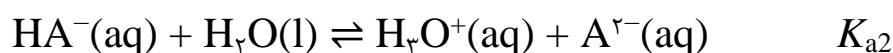
اسیدها را میتوان به اسیدهای تک پروتونی و چند پروتونی تقسیم بندی کرد.

اسیدهای تک پروتونی تنها یک واکنش تکفکیک دارند و فقط یک ثابت تفکیک اسید دارند :



اسیدهای چندپروتونی ترکیبهایی هستند که دارای بیش از یک هیدروژن اسیدی هستند و به طور متوالی تفکیک می شوند .

یک اسید دوپروتونی (در این جا آن را با H_2A نشان می دهیم) می تواند یک یا دو واکنش تکفکیک داشته باشد. هر واکنش یک ثابت تفکیک اسید دارد، K_{a1} و K_{a2}

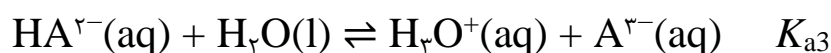
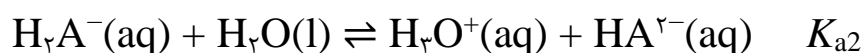


ثابت تفکیک اولی همواره بیشتر از دومی است، یعنی $K_{a1} > K_{a2}$.

برای مثال سولفوریک اسید H_2SO_4 می تواند یک پروتون بدهد و به آنیون بی سولفات HSO_4^- تبدیل شود. هنگامی که K_{a1} بسیار بزرگ باشد، در این صورت می تواند دومین پروتون

خود را بدهد و به آنیون (SO_4^{2-}) تبدیل شود که K_{a2} مقدار متوسطی دارد. مقدار بزرگ K_{a1} در اولین تفکیک باعث می‌شود که سولفوریک اسید، اسیدی قوی باشد.

یک اسید سه پروتونی H_3A مثل فسفریک اسید H_3PO_4 می‌تواند یک یا دو یا سه پروتون بدهد و سه مقدار ثابت تفکیک برای آن وجود دارد، به طوری که $K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$:



اسیدها و بازها را میتوان به دسته های اسید و بازهای آلی و معدنی تقسیم بندی کرد.

اسید آلی ترکیبی آلی که دارای خاصیت اسیدی باشد. ترکیب آلی به گونه‌ای از ماده و ترکیب شیمیایی (جامد-مایع-گاز) گفته می‌شود که در مولکول‌های خود دارای اتمهای کربن و هیدروژن باشد

کربوکسیلیک اسیدها مهمترین دسته از اسیدهای آلی هستند که شامل گروه کربوکسیل (-COOH) می‌باشند که اسیدها ضعیف آلی شناخته میشوند مانند استیک اسید CH_3COOH ، فرمیک اسید (جوهر مورچه) HCOOH ، کربنیک اسید H_2CO_3 و بنزوئیک اسید $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$.

اسید معدنی به اسیدهایی گفته می‌شود که از یک یا چند ماده معدنی استخراج شده باشد. اسیدهای معدنی در محیط آبی ایجاد یون هیدروژن و یک یون مزدوج بازی می‌کند. مانند

هیدروکلریک اسید HCl ، نیتریک اسید HNO₃ ، هیدروفلوئوریک اسید HF و پرکلریک اسید HClO₄

باز آلی یک ترکیب آلی است که ویژگی‌ها و رفتار یک باز را دارد. بازهای آلی معمولاً، اما نه همیشه، «پروتون‌پذیرند». آنها معمولاً حاوی اتم نیتروژن هستند، که به راحتی می‌تواند پروتونه شود. آمین‌ها حاوی نیتروژن باز آلی هستند. بعضی از مثال‌های آن آمونیاک NH₃ ، متیل آمین CH₃NH₂ و آنیلین C₆H₅NH₂ هستند.

باز معدنی به بازهایی گفته می‌شود که از یک یا چند ماده معدنی استخراج شده باشد. بازهای معدنی در محیط آبی ایجاد یون هیدروکسید می‌کنند. بعضی از مثال‌های آن سدیم هیدروکسید NaOH ، پتاسیم هیدروکسید KOH و کلسیم هیدروکسید Ca(OH)₂ هستند.

pH (پی اچ)

میزان اسیدی و بازی بودن مواد بوسیله‌ی واحدهای pH اندازه‌گیری می‌شود. شاخص مورد استفاده محدوده‌ای بین ۰ تا ۱۴ دارد.

موادی که pH پائین‌تر از ۷ دارند اسید، آنهایی که pH مساوی ۷ دارند خنثی و آنهایی که pH بالاتر از ۷ دارند را باز می‌نامند.

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

$$\text{pH} = \text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

پی اچ (pH) محلولی از هیدروکلریک اسید (HCl) برابر ۲/۶ است. غلظت یون H₃O⁺ را حساب کنید:

$$\text{pH} = \text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{PH}} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2.6}$$

فصل پنجم : 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. می‌توان ادعا کرد که تمام واکنش‌های الکتروشیمی از دسته ی اکسایش-کاهش هستند. بنابراین، مبادله ی الکترون جزء اجتناب ناپذیر این واکنش‌ها به حساب می‌آید. واکنش‌هایی مثل زنگ زدن آهن و فساد مواد غذایی از جمله واکنش‌های مضر اکسایش-کاهش هستند و واکنش‌های مثل خوردگی و آبکاری فلزات و سوختن نیز از دسته ی واکنش‌های مفید اکسایش-کاهش به حساب می‌آیند.

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 جزئی بار منفی می‌شود و اتم هیدروژن که الکترون‌گاتیوی کمتری دارد جزئی بار مثبت پیدا می‌کند. پیوند بین کلر و هیدروژن را یونی فرض می‌کنیم. در نتیجه با فرض اینکه اتم کلر جفت الکترون پیوندی را کاملاً از هیدروژن جدا می‌کند عدد اکسایش ۱- خواهد داشت و هم چنین عدد اکسایش اتم هیدروژن ۱+ می‌شود.

با استفاده از قواعد زیر می‌توان عدد اکسایش را تعیین 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، Li، Na، K، Rb همیشه در ترکیبات خود دارای عدد اکسایش +۱ و عناصر گروه دو شامل Ba، Be، Mg، Ca، Sr همیشه دارای عدد اکسایش +۲ هستند.

۴- مجموع اعداد اکسایش اتمهای تشکیل دهنده ی یک یون چند اتمی برابر با بار آن یون است.

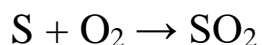
۵- عدد اکسایش یونهای گروه هفده (هالوژن ها) F، Cl، Br در اغلب ترکیبات برابر ۱- است.

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 در تمام ترکیبات ۱+ است به جز در هیدریدهای فلزی مانند NaH و Ca(H)_2 که در آنها حالت ۱- است .

واکنش زیر یک واکنش اکسایش و کاهش می باشد. چون عدد اکسایش اتم S از صفر به ۴+ افزایش پیدا می کند و می گوئیم گوگرد اکسید شده است و عدد اکسایش اتم O از صفر به ۲- کاهش پیدا کرده است و می گوئیم اکسیژن کاهش شده است:



که در آن ، در طرف اول عدد اکسیداسیون هر دو ماده صفر و در طرف دوم ، عدد اکسیداسیون گوگرد در ترکیب ۴+ و اکسیژن ، ۲- است.

اما در واکنش زیر اکسایش- کاهش انجام نمی شود، زیرا تغییری در عدد اکسایش هیچ یک از اتمها به وجود نیامده است :



که در SO_2 ، عدد اکسیداسیون S و O بترتیب ، ۴+ و ۲- و در آب ، عدد اکسیداسیون H و O بترتیب ۱+ و ۲- و در اسید در طرف دوم ، عدد اکسیداسیون H و S و O بترتیب ، ۱+ ، ۴+ و ۲- است .

برای مثال واکنش تجزیه زیر :



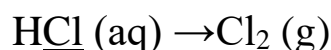
عدد اکسایش اکسیژن در H_2O_2 برابر ۱- است و در طرف دیگر واکنش عدد اکسایش آن در H_2O برابر ۲- بوده، یک درجه کاهش یافته، و در O_2 عدد اکسایش آن صفر است یعنی یک درجه اکسایش یافته است.

در موارد زیر تعیین کنید اتم موردنظر کاهش یافته یا اکسایش؟

در هر مورد مشخص کنید که اتم مشخص شده اکسایش یافته یا کاهش:



عدد اکسایش منگنز از $+6$ به $+7$ رسیده است در نتیجه اتم منگنز اکسایش یافته است.



عدد اکسایش کلر از -1 به صفر رسیده پس اتم کلر اکسایش یافته است.



عدد اکسایش مس از $+2$ به صفر رسیده پس اتم مس کاهش یافته است

تعاریف اکسنده و کاهنده:

ماده‌ی اکسنده ماده‌ای است که یکی از این خصوصیات را داشته باشد:

اکسیژن از دست بدهد؛ هیدروژن بگیرد؛ الکترون بگیرد؛

ماده‌ی کاهنده ماده‌ای است که یکی از این خصوصیات را داشته باشد:

اکسیژن بگیرد؛ هیدروژن از دست بدهد؛ الکترون از دست بدهد؛

مثال: بر مبنای یکی از تعاریف اکسایش - کاهش مشخص کنید واکنش دهنده اکسنده است یا کاهنده؟



همان طور که می بینید در Cu_2O نسبت اکسیژن به مس برابر $1/2$ بوده اما در CuO این نسبت برابر یک است؛ پس این تبدیل با افزایش اکسیژن همراه بوده یعنی اکسایش صورت گرفته است. و واکنش دهنده کاهنده است.

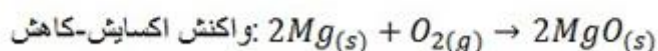
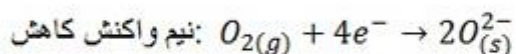
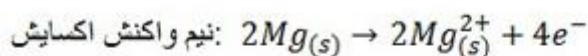
واکنش اکسایش - کاهش:

به واکنشی که در آن عدد اکسایش حداقل یک عنصر تغییر کرده باشد، واکنش اکسایش - کاهش می گویند.

نیم واکنش:

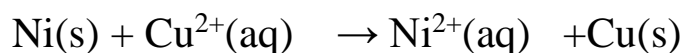
به نیمی از یک واکنش اکسایش - کاهش که در سمت چپ یا راست آن الکترون (e^-) وجود دارد نیم واکنش گفته می شود.

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 می آید .



در این واکنش اتم منیزیم الکترون از دست داده است، خودش اکسایش می یابد و و اکسیژن را می کاهد و کاهنده است. .

واکنش زیر بین یک تیغه از جنس فلز نیکل و محلول آبی دارای یونهای مس رخ میدهد:



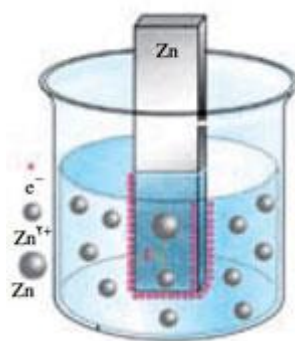
با نوشتن نیم واکنش های اکسایش و کاهش گونه اکسند و کاهنده را در واکنش مشخص کنید:

با توجه به اینکه نیکل الکترون از دست داده است نیکل کاهنده $\text{Ni(s)} \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$ است.

با توجه به اینکه مس الکترون گرفته است $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$ مس اکسند است.

نیم سلول یا الکتروود :

در فلزها منظور از الکتروود، تیغه ی فلزی است که در محلول کاتیون های آب پوشیده ی خود قرار دارد. اگر الکتروود استاندارد مورد نظر باشد باید غلظت کاتیون های آب پوشیده یک مولار باشد. به عنوان مثال با قرار دادن تیغه ی روی در محلولی از یون های آب پوشیده ی Zn^{2+} مانند محلول روی سولفات ، نیم سلول روی یا الکتروود روی ساخته می شود.



وقتی نمک روی سولفات به داخل آب ریخته می شود، یون های $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ و SO_4^{2-} تولید می شوند. در محلول اولیه تعداد این یون ها با هم برابر بوده و محلول از لحاظ الکتریکی خنثی است. اما بعد از قرار دادن تیغه ی روی در محلول روی سولفات، تعدادی از اتم های Zn موجود در تیغه، الکترون خود را روی تیغه بر جای می گذارند و به صورت Zn^{2+} وارد محلول می شوند. در نتیجه تیغه ی فلز دارای بار منفی و محلول الکتروولیت دارای بار مثبت می شود. یک اختلاف پتانسیل به وجود می آید که به آن پتانسیل الکتروودی گفته می شود. زمانی که محلول الکتروولیت به اندازه ی کافی دارای بار مثبت شد، دیگر نمی تواند یون Zn

Zn^{2+} جدیدی را بپذیرد، در نتیجه بین تیغه ی روی و محلول الکترولیت تعادل زیر برقرار می شود :



در این تعادل به ازای هر یون Zn^{2+} که از تیغه ی فلزی وارد محلول می شود یک یون Zn^{2+} از محلول الکترولیت به تیغه ی فلزی برمی گردد. فرم کلی نیم سلول های استاندارد به صورت مقابل نوشته می شود :



توجه : طبق قرارداد، الکترون باید در سمت چپ تعادل نوشته شود.

رسانای الکترونی :

الکترون ها با حرکت خود در فلزها باعث می شوند که آن ها رسانای خوبی برای جریان برق باشند. به موادی که شارش الکترون در آن ها سبب جریان برق می شود، رسانای الکترونی می گویند. فلزها و گرافیت، رساناهای الکترونی هستند.

رسانای یونی :

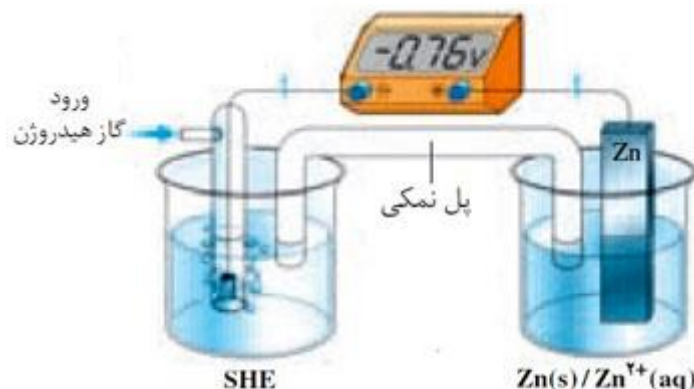
اگر در یک ماده جا به جایی یون ها به سمت قطب های مختلف سبب جریان برق شود، آن ماده رسانای یونی است. محلول های الکترولیت و نمک های مذاب از این جمله هستند.

پتانسیل الکترودی استاندارد: (E°)

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

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

نیم واکنش مربوط به SHE به این صورت است :



مقایسه قدرت اکسندگی و کاهندگی فلزها و جدول E°

جدول پتانسیل های الکترودی استاندارد یا جدول پتانسیل های کاهش 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 کاهش 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 پتانسیل های کاهش استاندارد برای برخی نیم سلول های یون فلز/فلز

گونه ی کاهش یافته $+ne^- \rightleftharpoons$ گونه اکسایش یافته	E° (V)
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}(\text{s})$	-۲/۹۲
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{s})$	-۲/۸۷
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}(\text{s})$	-۲/۷۱
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{s})$	-۲/۳۸
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	-۱/۶۶
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	-۰/۷۶
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s})$	-۰/۴۴
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$	۰
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$	+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 SHE قرار 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.

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

مثال: با توجه به $E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}^-) = -0.14\text{v}$ و $E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2.38\text{v}$ ، قوی ترین کاهنده **Mg** و قوی ترین اکسنده **Sn²⁺** است.

مثال: با توجه به $E^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}) = +1.36\text{v}$ و $E^\circ(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = +1.68\text{v}$ ، ضعیف ترین اکسنده **Cl₂** و ضعیف ترین کاهنده **Au** است.

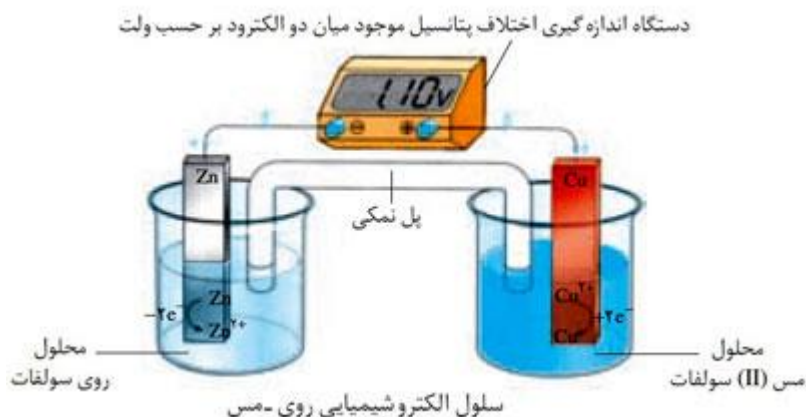
پیل (سلول)

پیل های الکتروشیمی ابزاری برای تبدیل انرژی الکتریکی و شیمیایی به یکدیگر است. این پیلها به دو دسته گالوانی (ولتایی) و برق کافتی تقسیم می شوند .

پیل های گالوانی (ولتایی)

سلول الکتروشیمیایی گالوانی یا ولتایی دستگاهی است که انرژی شیمیایی را به انرژی الکتریکی تبدیل می کند و در واقع به کمک واکنش های شیمیایی، جریان برق تولید می کند. از اتصال

دو نیم سلول یک سلول الکتروشیمیایی گالوانی ساخته می شود. برای مثال سلول الکتروشیمیایی (Zn-Cu) از دو نیم سلول روی و مس تشکیل شده است .



در سلول الکتروشیمیایی (Zn-Cu)، از آنجایی که نیم سلول روی E° کوچکتری دارد تمایل بیشتری برای دادن الکترون داشته و الکترون ها از آن خارج شده و به سمت الکترود مس حرکت می کنند. خروج الکترون ها از نیم سلول روی باعث می شود تا تعادلی که قبلا در این نیم سلول برقرار بود، یعنی تعادل $Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Zn(s)$ به هم بخورد و طبق اصل لوشاتلیه در جهت برگشت یعنی در جهت اکسایش پیش برود تا کمبود الکترون های خارج شده در آن جبران شود. در اثر این جابه جایی اتم های روی به یون های $Zn^{2+}(aq)$ تبدیل می شوند و به مرور جرم تیغه ی روی کاهش می یابد .

با ورود الکترون ها به الکترود مس تعادلی که قبلا در این الکترود برقرار بود یعنی تعادل $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s)$ به هم خورده و طبق اصل لوشاتلیه برای مصرف الکترون های وارد شده در جهت رفت یعنی در جهت کاهش پیش می رود. در اثر این جابه جایی کاتیون های $Cu^{2+}(aq)$ با جذب الکترون ها از سطح تیغه تبدیل به اتم های Cu می شوند و جرم تیغه ی مس افزایش می یابد. حال با توجه به این توضیحات باید بدانید که الکترودی که E° منفی تری دارد اکسایش می یابد و الکترودی که E° مثبت تری دارد کاهش مییابد.

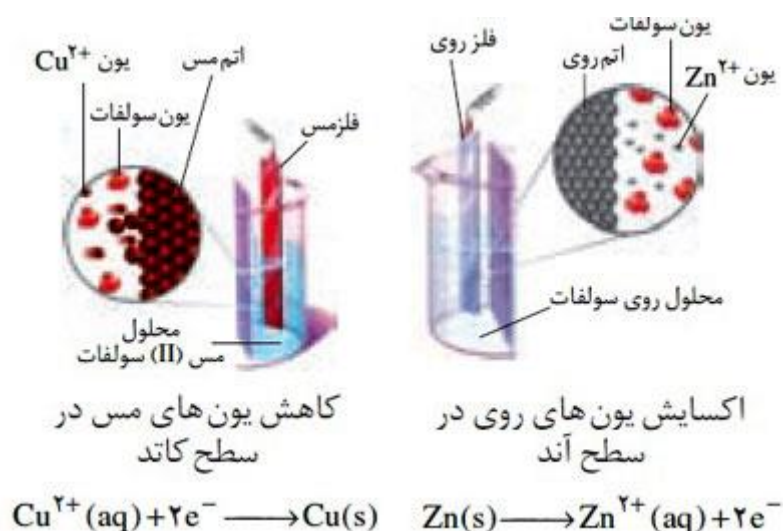
آند الکترودی است که در آن عمل اکسایش انجام می شود و در آن از رسانای یونی به رسانای الکترونی، الکترون داده می شود.

کاتد الکترودی است که در آن عمل کاهش صورت می گیرد و در آن از رسانای الکترونی به رسانای یونی، الکترون داده می شود.

قطب منفی الکترودی است که تراکم نسبی الکترون در سطح آن بیش تر بوده و E° منفی تری دارد.

قطب مثبت الکترودی است که تراکم نسبی الکترون در سطح آن کمتر بوده و E° مثبت تری دارد.

با توجه به تعاریف بالا در سلول شیمیایی (Zn-Cu)، نیم سلول روی نقش آند را داشته و قطب منفی است. هم چنین نیم سلول مس نقش کاتد را داشته و قطب مثبت است.

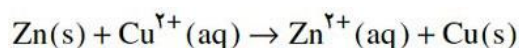


دیواره ی متخلخل از جنس سفال، خاک چینی(کائولن)، آزبست یا گرد فشرده شده ی شیشه است که از مخلوط شدن سری و مستقیم دو محلول الکترولیت جلوگیری کرده اما به یون های موجود در دو محلول اجازه عبور می دهد.

توجه: علامت های + و - ربطی به نامگذاری الکترودها به صورت آند و کاتد ندارند. در سلول الکتروشیمیایی گالوانی جهت حرکت الکترون ها از آند به طرف کاتد است. الکترونها از الکتروود روی به الکتروود مس که با یک سیم به هم متصل شده اند، جاری می شوند، یعنی از آند به کاتد.

واکنش کلی سلول گالوانی:

واکنش کلی سلول الکتروشیمیایی (Zn-Cu) به این صورت است :



محاسبه ی E° سلول:

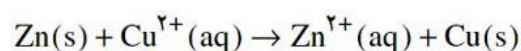
برای محاسبه ی E° سلول یا همان نیروی الکتروموتوری که در مطالب قبل به آن اشاره شد، از رابطه ی زیر استفاده می کنیم:

$$E^\circ_{\text{سلول}} = E^\circ_{\text{کاتد}} - E^\circ_{\text{آند}}$$

اگر E° سلول مثبت باشد یعنی واکنش در جهت داده شده خودبه خودی و انجام پذیر است
اگر E° سلول منفی باشد یعنی واکنش در جهت رفت داده شده برگشت ناپذیر و در جهت معکوس انجام پذیر است.

مثال: ایا واکنش داده شده در جهت رفت انجام شدنی است :

$$E_{(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})} = +0.34 \quad E_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})} = (-0.76)$$



$$E^\circ_{\text{سلول}} = E^\circ_{\text{کاتد}} - E^\circ_{\text{آند}} = E_{(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})} - E_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})} = +0.34 - (-0.76) = +1.10\text{v}$$

با توجه به اینکه مثبت شده است واکنش داده شده در جهت رفت انجام پذیر و خود به خودی است.

باتری یا پیل الکتریکی (ولتاییک) منبعی از انرژی پتانسیل الکتریکی است که در درون آن با انجام واکنش های شیمیایی، انرژی شیمیایی به انرژی الکتریکی تبدیل می شود، این انرژی در قطب های باتری قابل دریافت است. قطب مثبت باتری را آند و قطب منفی آن را کاتد می نامند.

بطور کلی باتری ها به دو دسته قابل شارژ و غیرقابل شارژ تقسیم بندی می شوند .

باتری های شارژ نشدنی (یک بار مصرف)

این باتری ها قادر به شارژ الکتریکی نبوده و یکبار استفاده و شارژ می شوند. باتری های غیرقابل شارژ، سلول های خشک (باتری خشک) نیز نامیده می شوند

در باتری خشک معمولی، بر اثر واکنش ماده آند (قطب مثبت) عنصر روی، لیتیوم و ماده کاتد (قطب منفی) عنصر کربن و آهن دی سولفید با الکترولیتی که محیط بین آند و کاتد را دربر گرفته است، انرژی شیمیایی به انرژی الکتریکی تبدیل می‌شود.

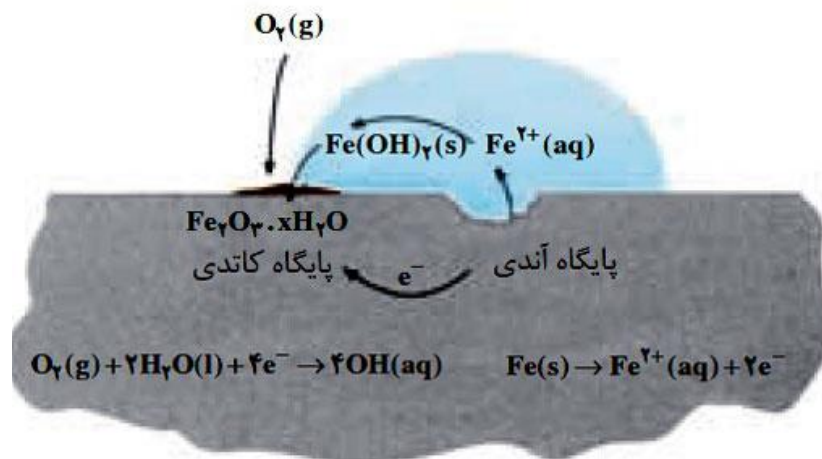
اساس نام گذاری باتری با نام‌های همچون باتری لیتیوم یا باتری روی به دلیل عناصر استفاده در ساخت آن‌ها می‌باشد.

باتری‌های قابل شارژ سلولهای الکتروشیمیایی هستند که از لحاظ الکتریکی قابلیت شارژ مجدد را دارند. این گونه در اندازه‌های مختلف و با ترکیبات مختلف شیمیایی وجود دارد. باتری‌های قابل شارژ می‌توانند از لحاظ زیست محیطی و مسائل اقتصادی سودمند باشند. ساخت این باتری‌ها می‌تواند به کاهش زباله‌هایی که توسط باتری‌های یک بار مصرف ایجاد می‌شود، کمک کند. بیسموت اکسید عامل قابل شارژ شدن باتری‌ها است. این عنصر کلیدی زمانی که با الکترودهای روی در باتری مخلوط شود، عمر دستگاه‌ها را افزایش داده و منجر به شارژ مجدد آن‌ها می‌شود

خوردگی آهن

اکسیژن عنصری با واکنش پذیری بالاست که می‌تواند هر فلزی به غیر از فلزات نجیب را به طور خودبه خودی اکسید کند. واکنش پذیری بالای اکسیژن از یک سو و تمایل طبیعی برخی فلزها مانند آهن به زنگ زدن و اکسید شدن از سوی دیگر، سبب می‌شود به مرور زمان فلز ترد و خرد شده و فرو بریزد. به ترد شدن و خرد شدن و فرو ریختن فلزها بر اثر اکسایش خوردگی گفته می‌شود. به جز اکسیژن عوامل دیگری نیز می‌توانند باعث خوردگی فلزها شوند. برخی فلزها بر اثر مجاورت با آب یا یک محلول اسیدی دچار خوردگی می‌شوند.

نحوه ی انجام خوردگی آهن تا حدودی شبیه به سلول های الکتروشیمیایی گالوانی است، زیرا یک فرایند اکسایش- کاهش بوده که نیم واکنش اکسایش و نیم واکنش کاهش در دو بخش مختلف قطعه ی آهن رخ می دهند. پایگاه آندی محل انجام نیم واکنش اکسایش و پایگاه کاتدی محل انجام نیم واکنش کاهش خوانده می شود. پایگاه آندی جایی است که غلظت اکسیژن کم باشد و پایگاه کاتدی معمولا در نقاطی تشکیل می شود که غلظت اکسیژن زیاد باشد.

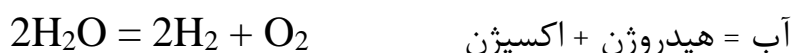


نکته: فلزات نجیب فلزاتی هستند که دچار خوردگی نمی شوند و عبارتند از: طلا، پلاتین، پالادیم

سلول های الکترولیت:

در سلولهای الکترولیتی با عبور دادن جریان الکتریکی از درون محلول الکترولیت میتوان یک واکنش شیمیایی را در جهتی خلاف جهت طبیعی به پیش راند.

الکترولیز نمونه ای از سلول الکترولیتی است که در آن یک ترکیب شیمیایی به اجزای کوچک تر تقسیم می شود که این کار با نیروی الکتریکی انجام می پذیرد. مثلاً:

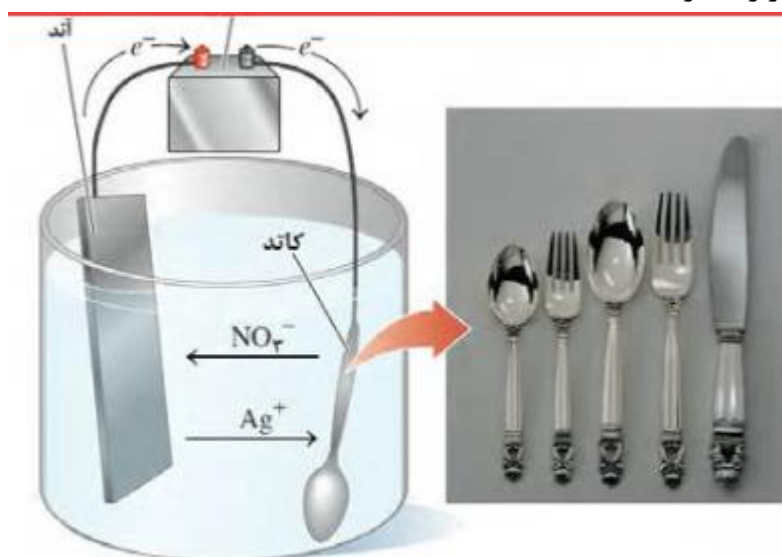


در الکترولیز چهار جزء اصلی وجود دارند: کاتد، آند، منبع تغذیه برق، ترکیب مذاب. برای الکترولیز ماده مورد نظر حتماً باید مذاب باشد، الکترولیز یا برقکافت سدیم کلرید مذاب (با عبور جریان الکتریکی از سدیم کلرید مذاب، یک واکنش اکسایش و کاهش رخ میدهد که منجر به تولید فلز سدیم و گاز کلر میشود).



آبکاری

نشاندن یک جسم با یک لایه نازک از یک فلز با کمک یک سلول الکترولیتی آبکاری نامیده می‌شود. جسمی که روکش فلزی روی آن ایجاد می‌شود باید رسانای جریان برق باشد. الکترولیت (محلول) مورد استفاده برای آبکاری باید دارای یونهای آن فلزی باشد که قرار است لایه نازکی از آن روی جسم قرار بگیرند.



فرایند آبکاری معمولاً با فلزات گرانبها چون طلا و نقره و کروم جهت افزایش ارزش فلزات پایه مانند آهن و مس و غیره و همچنین ایجاد روکشی بسیار مناسب (در حدود میکرومتر) برای جلوگیری از خوردگی کاربرد دارد. روشهای زیادی برای جلوگیری از خوردگی وجود دارد که یکی از آنها ایجاد روکشی مناسب برای فلزها می‌باشد و معمول‌ترین روشهای روکش فلزها عبارتند از: رنگین کردن فلزات، لعابکاری، آبکاری با روکش پلاستیک، حفاظت کاتدیک و آبکاری با فلزات دیگر.

