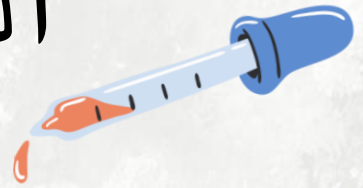




کیمیا سطح دوم بین المللی

Level Two



بخش اول



بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَنِ الرَّحِيمِ

1	فصل اول - بخش اول
1	حالت های ماده
1	ذوب ، انجماد ، جوشش(تبخیر) و تصعید
1	بررسی حالت فیزیکی مواد در دما های مختلف
2	انتشار در گاز ها و مایعات
2	مفاهیم محلول ، حلال ، حل شونده و محلول اشباع
2	تعاریف عنصر ، ترکیب و مخلوط
2	تفاوت ها و مقایسه ترکیب و مخلوط
3	روش های جداسازی
3	تمرینات مروری مباحث فصل اول بخش اول
5	فصل اول - بخش دوم
5	روش های جداسازی (Separation Techniques)
5	روش فیلتراسیون (تصفیه)
6	تقطیر ساده (Simple Distillation)
6	تقطیر جزء به جزء (Fractional Distillation)
7	کروماتوگرافی چیست؟
7	محاسبه مقدار Rf و تحلیل کروماتوگرام
8	مرور نهایی بخش دوم - تمرین های جامع تحلیلی
8	فصل اول - بخش سوم
8	ساختار اتم - آشنایی با ذرات زیراتمی
9	ایزوتوپ ها و محاسبه کتله اتمی نسبی (Ar)
10	آرایش الکترونی - توزیع الکترون ها در لایه ها
11	رابطه آرایش الکترونی با جدول تناوبی - گروه و دوره
12	تمرینات مروری مباحث بخش سوم
12	فصل اول - بخش چهارم
12	گازهای نجیب - ویژگی ها و موقعیت در جدول تناوبی
13	فلزات و نافلزات - مقایسه جامع و موقعیت در جدول تناوبی
14	پیش بینی ویژگی های عناصر با استفاده از جدول تناوبی
15	مقدمه ای بر فرمول های شیمیایی - زبان نوشتاری ترکیبات
16	موازنه معادلات شیمیایی - قانون بقای کتله
16	نمادهای حالت مواد و معرفی اصطلاحات واکنش دهنده ها
17	کتله اتمی نسبی (Ar) ، کتله مولی (Mr) و مفهوم مول
18	تمرینات مروری مباحث فصل اول بخش چهارم
20	فصل دوم - بخش اول
20	فرمول تجربی و فرمول مولکولی - تعریف، محاسبه، تفاوت و کاربردها
20	تعیین فرمول اکسید فلزات از طریق واکنش های احتراق و کاهش
21	محاسبه فرمول تجربی با استفاده از ترکیب درصد کتله ای عناصر
22	فرمول آب تبلور در نمک های آبدار - تحلیل و محاسبه
23	محاسبات استوکیومتری - تعیین مقدار مواد در واکنش ها
24	محاسبه کتله فرآورده یا واکنش دهنده با استفاده از نسبت مولی
24	محاسبه بازده درصدی (Percentage Yield) - مفاهیم و کاربردها
25	واکنش های محدودکننده - تعیین عامل محدودکننده در واکنش شیمیایی

25	مراحل تشخیص
26	تمرینات مرور مباحث فصل دوم بخش اول
26	مرور سؤالات پایان فصل – تثبیت مفاهیم استوکیومتری
27	مفهوم حجم گازها و شرایط معین گازی (STP)
28	واحدهای حجم گاز – لیتر، دسی متر مکعب، سانتی متر مکعب
28	محاسبات حجم گاز با استفاده از معادله واکنش
28	محاسبات مبتنی بر حجم مولی گازها
29	محاسبه غلظت محلولها ($\text{Concentration} = \text{mol/dm}^3$)
30	مقدمه بر تیتراسیون و محاسبات آن
30	محاسبات معکوس در واکنشها – یافتن داده‌های اولیه
32	معرفی پیوند یونی و نحوه تشکیل آن
32	بررسی پیوند یونی در منیزیم اکسید (MgO) و دیاگرام الکترونی
32	نقش بیکربندی گازهای نجیب در پایداری پیوند یونی
33	بررسی ترکیبات یونی دیگر (CaCl_2 , LiF) و مرور فصل قبل
33	استنباط فرمول ترکیبات یونی از روی بار یون‌ها
34	ساختار بلوری ترکیبات یونی (Giant Ionic Lattice)
34	خواص فیزیکی ترکیبات یونی
35	هدایت الکتریکی ترکیبات یونی در حالات مختلف
37	معرفی پیوند کووالانسی و مقایسه با ساختار گازهای نجیب
37	تشکیل مولکول‌های ساده با پیوند یگانه
38	پیوندهای کووالانسی چندگانه و مولکول‌های آلی
39	ساختارهای استثنایی در پیوند کووالانسی
40	ساختارهای هندسی ساده مولکول‌های کووالانسی
41	رابطه کتله مولکولی نسبی با نقطه ذوب و جوش
41	مقایسه خواص فیزیکی ترکیبات کووالانسی و یونی
42	مرور، جمع‌بندی و تمرین ساختارهای مولکولی
43	تمرینات مروری مباحث بخش اول فصل سوم
43	فصل سوم – بخش دوم
43	ساختار و پیوند فلزی؛ چرا فلزات رسانا هستند؟
44	بررسی خواص فیزیکی فلزات بر اساس ساختارشان
45	مقدمه‌ای بر الکترولیز؛ چرا مواد الکتریسته تولید می‌کنند؟
45	فرآیند الکترولیز در ترکیبات مذاب + واکنش‌های اکسایش و کاهش
46	درک تفاوت الکترولیز ترکیبات مذاب و محلول‌های آبی
46	واکنش‌های دقیق در الکترولیز محلول‌های NaCl , H_2SO_4 , CuSO_4
47	نقش الکترودهای بی‌اثر و انتخاب محصولات در الکترولیز
48	تمرینات مروری مباحث فصل سوم بخش دوم
48	موقعیت و ویژگی‌های کلی عناصر گروه ۱
49	بررسی خواص فیزیکی و روش‌های ذخیره‌سازی ایمن
49	واکنش فلزات قلیایی با آب و افزایش واکنش‌پذیری در گروه
50	برهم‌کنش با اکسیژن و ترکیبات رایج گروه ۱
51	تمرینات مروری مباحث فصل سوم بخش سوم
52	فصل چهارم – بخش اول
52	مرور روند خواص فلزات قلیایی با تمرکز بر عنصر فرانسیم

52	معرفی هالوژن‌ها و ویژگی‌های عمومی گروه ۷
53	بررسی ایمنی در برخورد با هالوژن‌ها
54	روند تغییر خواص در گروه هالوژن‌ها + تفاوت در رنگ و حالت فیزیکی
54	جمع‌بندی فصل هالوژن‌ها و مرور ویژگی‌های گروه ۷
55	ترکیب گازهای موجود در جو زمین
55	آزمایش‌های تشخیص اکسیژن
56	اهمیت اکسیژن در واکنش‌ها و مرور فصل
56	تمرینات مروری مباحث فصل چهارم بخش اول
57	احتراق فلزات و نافلزات در اکسیژن و بررسی نوع اکسید تولیدی
58	بررسی گازهای گلخانه‌ای، اثر گلخانه‌ای و گرم شدن زمین
59	مرور سؤالات مفهومی فصل مربوطه و تثبیت مفاهیم
60	آشنایی با سری فعالیت فلزات و واکنش‌های جانشینی
61	مفهوم اکسایش و کاهش در واکنش‌های شیمیایی
62	واکنش فلزات با آب و بررسی نتایج آن
62	واکنش فلزات با اسیدهای رقیق و تولید گاز هیدروژن
63	تحلیل واکنش‌های فلزات بر اساس انتقال الکترون (Redox) و پیش‌بینی واکنش‌ها
64	تمرینات مروری مباحث فصل چهارم بخش دوم
64	فصل چهارم – بخش سوم
64	جمع‌بندی کامل سری واکنش‌پذیری فلزات – تحلیل مفهومی و کاربردی
65	زنگ‌زدگی آهن – سازوکار، شرایط، و روش‌های جلوگیری
66	پیش‌بینی واکنش فلزات با آب و اسید + بررسی سری واکنش‌پذیری با مثال عددی
67	مقدمه‌ای بر استخراج فلزات و تأثیر سری فعالیت بر روش استخراج
67	فرآیند کاهش با کربن – استخراج آهن از سنگ معدن
68	الکترولیز برای استخراج فلزات بسیار فعال + مثال استخراج آلومینیوم
69	آلیاژها، دلیل ساخت آن‌ها و کاربردهای فلزات رایج
70	تمرینات مروری مباحث فصل چهارم بخش سوم
71	مفهوم pH و شناساگرها
71	مقیاس pH:
71	شناساگرها (Indicators):
72	اسیدها و بازها و واکنش خنثی‌سازی
73	تیتراسیون (Titration)
73	مراحل انجام تیتراسیون:
73	مرور و تحلیل pH و تیتراسیون
74	واکنش اسیدها با فلزات
74	تعریف بازها و تفاوت آن‌ها با قلیاها
75	روش‌های تهیه نمک‌های محلول
76	تهیه بلورهای سولفات مس ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)
76	تمرینات مروری مباحث فصل پنجم بخش اول
77	فصل پنجم – بخش دوم
77	مروری بر روش‌های تهیه نمک‌های محلول
78	تهیه نمک‌های نامحلول (Insoluble Salts)
79	تهیه سایر نمک‌های نامحلول (مانند AgCl و BaSO_4)
79	مرور و تحلیل روش‌های ساخت نمک‌ها
80	نظریه‌های اسید و باز (آرنیوس و برونستد-لوری)

82	آزمایش‌های تشخیص گازها (Gas Tests)
83	شناسایی یون‌ها در محلول (Ion Tests)
83	آزمایش خلوص آب و تشخیص ناخالصی‌ها
84	تمرینات مروری مباحث فصل پنجم بخش دوم
85	معرفی آزمایش‌های شناسایی کاتیون‌ها (یون‌های مثبت)
85	واکنش یون‌های فلزی با سدیم هیدروکساید (NaOH)
86	واکنش یون‌های فلزی با آمونیاک (NH_3)
87	تمرینات مروری مباحث فصل پنجم بخش سوم
89	فصل ششم - بخش اول
89	انرژی در واکنش‌های شیمیایی و تعریف آنتالپی (Enthalpy)
89	انرژی پیوند (Bond Energy)
89	واکنش‌های گرماده (Exothermic) و گرماگیر (Endothermic)
91	نمودارهای انرژی و مقایسه واکنش‌ها
91	آزمایش کالریمتری (Calorimetry) و محاسبه تغییر انرژی
92	تغییرات آنتالپی در واکنش‌های احتراق (Combustion Reactions)
93	تغییرات انرژی در واکنش‌های خنثی‌سازی (Neutralization)
95	تغییرات آنتالپی در واکنش‌های انحلال (Dissolving Reactions)
96	مقایسه و تحلیل تغییرات آنتالپی در واکنش‌های مختلف
96	تمرینات مروری مباحث فصل ششم بخش اول
97	فصل ششم - بخش دوم
97	مفهوم انرژی پیوند (Bond Energy)
98	نحوه محاسبه ΔH با استفاده از انرژی پیوندها
99	ارتباط بین آنتالپی و پایداری ترکیبات
100	تحلیل نمودار انرژی و تفسیر ΔH
100	مفهوم سرعت واکنش (Rate of Reaction)
101	آزمایش تعیین سرعت واکنش با تولید گاز
102	تأثیر سطح تماس مواد جامد بر سرعت واکنش
103	جمع‌بندی مفهومی و تحلیل گرافیکی
104	فصل ششم - بخش سوم
104	تأثیر دما بر سرعت واکنش‌ها
105	تأثیر فشار (در گازها) و غلظت بر سرعت واکنش‌ها
106	نقش کاتالیزور (Catalyst) در واکنش‌ها
107	انرژی فعال‌سازی (Activation Energy) و نمودار انرژی
108	مفهوم واکنش برگشت‌پذیر (Reversible Reaction)
109	مفهوم تعادل کیمیایی (Chemical Equilibrium)
109	اصل لوشاتلیه (Le Chatelier's Principle)
110	بررسی تعادل در سیستم‌های واقعی و کاربردها
111	تمرینات مروری مباحث فصل ششم بخش سوم

فصل اول - بخش اول

حالت های ماده

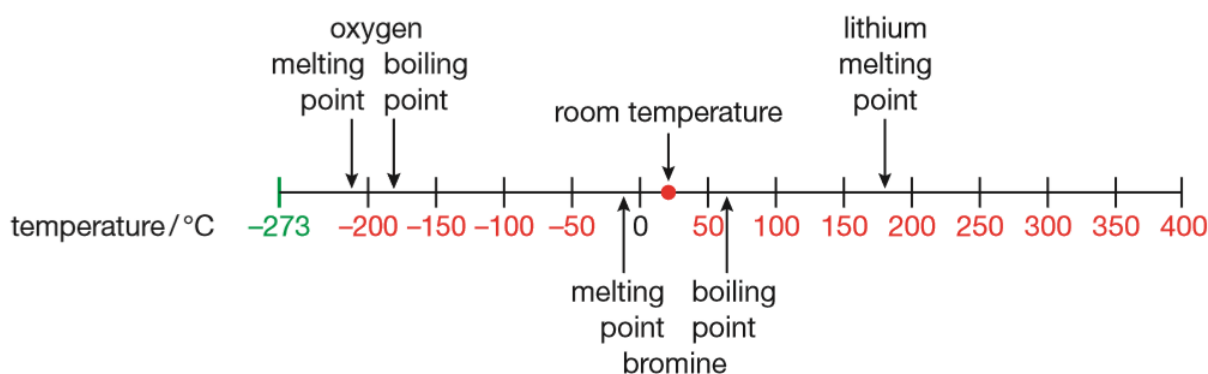
حالات فیزیکی مختلف ماده را تعریف کنید
جامد: ذرات منظم، نزدیک به هم، با انرژی کم .
مایع: ذرات با انرژی بیشتر و فاصله های بیشتر .
گاز: ذرات پراکنده، آزادانه در حرکت و با انرژی زیاد.
مقایسه حالات فیزیکی مختلف براساس

حالت فیزیکی	چیدمان ذرات	انرژی	حرکت
جامد	منظم و یکپارچه	کم	بدون حرکت (تنها ذرات در جای خود حرکات ارتعاشی دارند)
مایع	چیدمان تصادفی با کمی فاصله بین ذرات	متوسط	ذرات دور یکدیگر در حرکت اند و روی هم می لغزند
گاز	نا منظم و پراکنده	زیاد	حرکات گسترده و تصادفی با سرعت زیاد

ذوب ، انجماد ، جوشش (تبخیر) و تصعید

اصطلاحات فوق بیانگر تبدیل حالات فیزیکی مختلف ماده به یکدیگرند.
ذوب: تبدیل حالت جامد به مایع .
انجماد: تبدیل حالت مایع به جامد.
جوشش (تبخیر) : تبدیل حالت مایع به گاز (بخار) ،
تصعید: تبدیل حالت جامد به گاز

بررسی حالت فیزیکی مواد در دما های مختلف



نمودار بالا نقاط ذوب و جوش سه ماده (برای مثال اکسیجن ، لیتیوم و برم) را نشان می دهد که از طریق آن میتوان حالت فیزیکی آن ماده رو تشخیص داد. برای مثال برم در دمای بین 0 تا 50 درجه سانتی گراد به حالت مایع وجود دارد زیرا که این دما مابین دمای ذوب و جوش آن می باشد. همچنین مفهوم دمای اتاق (room temperature) که بین 20 تا 25 درجه می باشد نیز روی نمودار مشخص شده است.

انتشار در گاز ها و مایعات

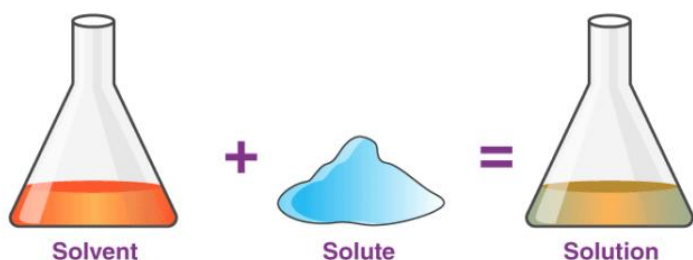
انتشار: حرکت ذرات از ناحیه با غلظت زیاد به ناحیه با غلظت کم ، تا زمانی که غلظت در دو طرف برابر شود.

انتشار در گاز ها: به عنوان مثال انتشار گاز آمونیاک در محیط آزمایشگاه که با سرعت زیادی رخ می دهد.

انتشار در مایعات: انتشار در مایعات نسبت به گازها کندتر و با سرعت پایین تری رخ می دهد. به عنوان مثال انتشار محلول پتاسیم پرمنگنات در آب

مفاهیم محلول ، حلال ، حل شونده و محلول اشباع

تعاریف پایه ای:



حل شونده: ماده ای که در مایع حل می شود.

حلال: مایعی که ماده را در خود حل می کند.

محلول: ترکیب حاصل از حل شدن یک ماده در مایع

محلول اشباع: محلی که بیشترین مقدار ممکن از حل شونده در آن حل شده و اضافی آن به صورت جامد باقی می ماند.

حلالیت: (Solubility)

تعریف: بیشترین مقدار از یک حل شونده که در 100 گرم از حلال در یک دمای مشخص حل می شود.

واحد: g/100 g solvent

آزمایش تجربی:

آزمایش اندازه گیری حلالیت پتاسیم نیترات در آب در دمای ۴۰ درجه

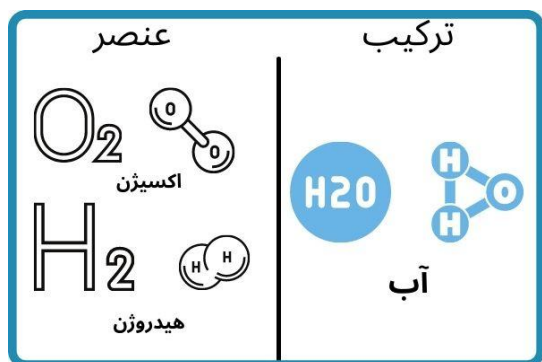
مراحل آزمایش: گرم کردن، حل کردن، خنک کردن، اندازه گیری کتله، تبخیر، توزین نهایی

تعاریف عنصر ، ترکیب و مخلوط

عنصر: ماده ای با یک نوع اتم.

ترکیب: ترکیب کیمیای دو یا چند عنصر.

مخلوط: مخلوط فیزیکی چند ماده بدون واکنش کیمیای



تفاوت ها : (1) در یک ترکیب نسبت اجزا ثابت ، ولی در مخلوط متفاوت می باشد. (2) ترکیب دارای خواص جدید است ولی در مخلوط خواص هریک از اجزا جداگانه حفظ می شود. (3) یک ترکیب کیمیای با روش های فیزیکی قابل جداسازی نیست ولی مخلوط با روش های فیزیکی قابل جداسازی است.

تفاوت ها و مقایسه ترکیب و مخلوط

مقایسه نسبت ترکیب:

در ترکیبات، نسبت اجزای تشکیل دهنده ثابت و دقیق است.

مثال: آب همیشه از دو اتم هیدروژن و یک اتم اکسیژن تشکیل شده است.

در مخلوط‌ها، نسبت اجزا متغیر است.

مثال: می‌توان اکسیژن و نیتروژن را در نسبت‌های مختلف مخلوط کرد.

تفاوت خواص:

ترکیبات خواص کاملاً متفاوتی نسبت به اجزای خود دارند.

مثال FeS: با اسیدها گاز سمی H_2S تولید می‌کند؛ اما Fe و S خالص این گونه نیستند.

در مخلوط‌ها، اجزا خواص خود را حفظ می‌کنند.

قابلیت جداسازی:

مخلوط‌ها را می‌توان با روش‌های فیزیکی (مانند مغناطیس، حرارت یا حل کردن) جدا کرد.

ترکیبات تنها با واکنش شیمیایی از هم جدا می‌شوند (مثل الکترولیز آب به H_2 و O_2)

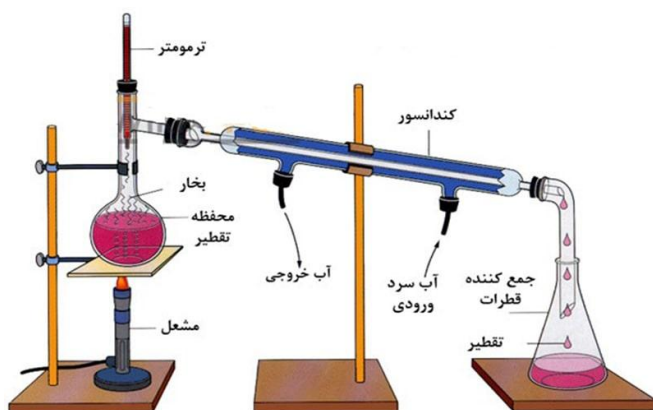
نقطه ذوب و جوش:

ترکیبات خالص دارای نقطه ذوب/جوش مشخص هستند.

مخلوط‌ها در بازه‌ای از دما ذوب یا جوش می‌کنند.

مثال: محلول آب و نمک جوشی بالاتر از $100^\circ C$ دارد.

روش‌های جداسازی



تقطیر: فرآیندی است برای جدا کردن مایعات از هم یا جدا کردن مایع از حل‌شونده با استفاده از تفاوت در نقطه جوش آنها. تصویر رو به رودستگاه تقطیر و اجزای آن را نشان می‌دهد.

تبلور: روشی است برای جدا کردن ماده حل‌شده جامد از یک محلول، با تبخیر آرام آب یا حلال تا زمانی که بلورهای ماده ظاهر شوند.

فیلتراسیون: فرآیندی برای جدا کردن جامد نامحلول از مایع با استفاده از یک کاغذ صافی یا فیلتر.

تمرینات مروری مباحث فصل اول بخش اول

تمرین 1: پرسش‌های چند گزینه‌ای

۱. به ترتیب کدام حالت فیزیکی کمترین انرژی و نا منظم ترین ساختار را دارد؟

(a) مایع-گاز (b) گاز-جامد (c) جامد-گاز (d) مایع-جامد

۲. برخلاف دارای بیشترین مقدار انرژی هستند.

(a) جامدات- مایعات (b) گاز ها - مایعات (c) گاز ها - جامدات (d) جامدات - گازها

تمرین 2: عبارات را کامل کن

۱. فرایندی که در آن حالت فیزیکی جامد به مایع تبدیل می شود را — می گویند.

۲. — یعنی تبدیل حالت فیزیکی جامد به گاز.

۳. نام دیگر فرایند جوشش ، — می باشد.

تمرین 3: به سوالات زیر کوتاه پاسخ دهید

دمای اتاق چند درجه سانتی گراد می باشد؟

اکسیجن در 200- درجه سانتی گراد به چه حالت فیزیکی یافت می شود؟ (از نمودار صفحه 2 کمک بگیرید)

بین ماده لیتیوم و برم کدام یک نقطه ذوب بالاتری دارد؟

تمرین 4: سوال تشریحی ساده

۱. انتشار را تعریف کنید.

۲. برای مفهوم انتشار در مایعات و انتشار در گاز ها هرکدام یک مثال بزنید.

تمرین 5: جملات درست یا نادرست: (True/False)

۱. مایعی که یک ماده را در خود حل می کند حل شونده نام دارد .

2 . حلالیت یعنی بیشترین مقدار حل شونده که در 1 کیلوگرم حلال حل می شود .

3 . محلول اشباع یعنی بیشترین مقدار حل شونده در یک حلال حل بشود.

تمرین 6: اصطلاحات زیر را تعریف کنید

عنصر :

ترکیب :

مخلوط:

تمرین 7: در ارتباط با تفاوت های ترکیب و مخلوط به سوالات زیر پاسخ دهید.

نسبت اجزای تشکیل دهنده هرکدام چگونه است؟

در کدام یک ، اجزای تشکیل دهنده خواص خود را حفظ میکنند؟

کدام یک را می توان با روش های فیزیکی جداسازی کرد؟ برای روش های فیزیکی مثال بیاورید.

کدام یک دارای نقطه جوش/ذوب مشخص (ثابت) می باشد؟

تمرین 8: به سوالات زیر پاسخ دهید.

تقطیر چیست ؟ همچنین تفاوت آن را با فیلتراسیون بیان کنید.

در فیلتراسیون از چه ابزاری (وسیله ای) استفاده می شود؟

تبلور چیست ؟ کدام تغییر فیزیکی (تبخیر ، تصعید ، ذوب و ...) در آن دیده می شود.

فصل اول - بخش دوم

روش های جداسازی (Separation Techniques)

در این روز دانش آموزان با مفاهیم پایه ای و حیاتی درباره ی روش های جداسازی مخلوط ها آشنا می شوند. این روش ها بخش مهمی از علم کیمیا (شیمی) تجربی را تشکیل می دهند و در آزمایشگاه، صنایع غذایی، صنایع دارویی و محیط زیست کاربردهای بسیار دارند. در واقع، توانایی تشخیص اینکه چه نوع مخلوطی داریم و کدام روش برای جداسازی آن مناسب است، یک مهارت اساسی برای دانش آموزان محسوب می شود.

مفهوم مخلوط و اهمیت جداسازی

قبل از آموزش روش ها، باید درک کنیم که مخلوط چیست:

مخلوط ترکیبی از دو یا چند ماده است که بدون انجام واکنش کیمیای در کنار هم قرار گرفته اند.

اجزای یک مخلوط ویژگی های خود را حفظ می کنند. برای استفاده از هر جزء به طور جداگانه، باید آنها را با روش مناسب جداسازی کنیم.

روش فیلتراسیون (تصفیه)

تعریف: روشی برای جدا کردن یک جامد نامحلول (که در مایع حل نمی شود) از یک مایع.

مثال: جداسازی ماسه از آب؛ ماسه در آب حل نمی شود و پس از ریختن مخلوط روی کاغذ صافی، ذرات جامد پشت صافی باقی می مانند.

ابزار مورد نیاز: بشر، قیف، کاغذ صافی

فرآیند گام به گام:

1. تا کردن کاغذ صافی به شکل قیف.

2. قرار دادن آن در قیف.

3. ریختن مخلوط.

4. جمع آوری مایع صاف شده (فیلتره) در بشر پایین قیف.

نکته علمی: اندازه ذرات باید بزرگ تر از منافذ کاغذ صافی باشد تا در بالای صافی باقی بمانند.

روش تبلور (کریستالیزاسیون)

تعریف: فرآیندی برای جداسازی یک جامد محلول در مایع، زمانی که بخواهیم جامد را به صورت بلورهای خالص بازیابی کنیم.

مثال: تهیه بلورهای نمک از محلول آب نمک. فرآیند گام به گام:

1. تبخیر آرام حلال (معمولاً آب) با حرارت ملایم تا محلول اشباع شود.
 2. سرد شدن محلول برای تشکیل بلورها.
 3. صاف کردن بلورها و خشک کردن آنها.
- نکته تجربی: اگر تبخیر بیش از حد انجام شود، بلورها خیلی کوچک یا آمورف خواهند شد. تبخیر باید آرام و تدریجی باشد.

تقطیر ساده (Simple Distillation)

تعریف: جداسازی مایع خالص از محلول یا مخلوط مایعات، با استفاده از تفاوت در نقطه جوش آنها.

مثال: گرفتن آب خالص از آب شور (آب نمک).

ابزار: بالن تقطیر، ترمومتر، کندانسور (لوله سردکننده)، بشر جمع آوری
مراحل:

1. گرم کردن محلول تا مایع با نقطه جوش پایین بخار شود.
 2. بخار وارد کندانسور شده و در اثر سرد شدن، به مایع تبدیل می شود.
 3. مایع خالص در بشر جمع آوری می شود.
- نکته: نمک در محل باقی می ماند چون نقطه جوش بسیار بالاتری دارد و تبخیر نمی شود.

تقطیر جزء به جزء (Fractional Distillation)

تعریف: برای جداسازی دو یا چند مایع با نقطه جوش نزدیک به هم.

مثال: جداسازی اتانول و آب، یا جداسازی بنزین از نفت خام.

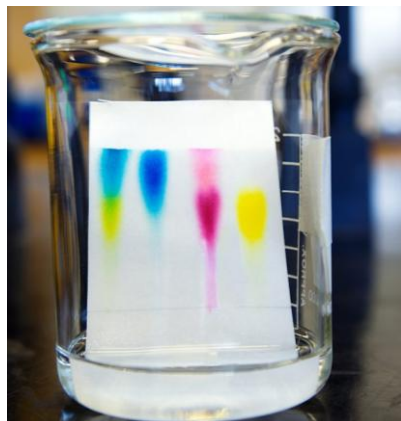
ابزار: همانند تقطیر ساده ولی به همراه ستون جزء به جزء که بخارات را بهتر جدا می کند.

کلید فهم: در تقطیر ساده نقطه جوشها باید خیلی متفاوت باشند، ولی در تقطیر جزء به جزء می توان مایعات با تفاوت جزئی را نیز جدا کرد

کروماتوگرافی چیست؟

واژه‌ی "کروماتوگرافی" از واژه یونانی "chroma" (رنگ) و "graphy" (نقش/نمودار) آمده است. در گذشته برای جداسازی رنگدانه‌های گیاهان به کار می‌رفت و هنوز هم در بررسی رنگ‌ها و ترکیبات محلول کاربرد دارد. اما موضوع مهم در این قسمت کروماتوگرافی کاغذی می باشد. کروماتوگرافی کاغذی به عنوان یکی از روش‌های پیشرفته جداسازی مواد محلول مورد بحث قرار می‌گیرد. این روش مبتنی بر تفاوت در تمایل مواد به فاز ثابت (کاغذ) و فاز متحرک (حلال) است.

اجزای اصلی کروماتوگرافی کاغذی (تصویر رو به رو)



1. فاز ثابت (کاغذ): کاغذ مخصوص کروماتوگرافی یا حتی کاغذ صافی که به عنوان سطح جذب کننده عمل می‌کند.

2. فاز متحرک (حلال): مایعی مانند آب یا الکل که روی کاغذ حرکت کرده و مواد محلول را با خود می‌برد.

مراحل انجام کروماتوگرافی کاغذی

1. رسم خط پایه با مداد (نه خودکار، چون پخش می‌شود).

2. گذاشتن قطره کوچکی از نمونه رنگی روی خط.

3. قرار دادن پایین کاغذ در حلال بدون اینکه نمونه داخل حلال فرو برود.

4. حرکت حلال به سمت بالا.

5. تجزیه نمونه به چند نقطه در ارتفاعات مختلف.

تحلیل اولیه

* موادی که در حلال بهتر حل می‌شوند بیشتر بالا می‌روند.

* موادی که به کاغذ تمایل بیشتری دارند کمتر بالا می‌روند.

* نتیجه نهایی یک الگوی رنگی (کروماتوگرام) است که نشان می‌دهد نمونه شامل چند ترکیب است.

محاسبه مقدار Rf و تحلیل کروماتوگرام

پس از تشکیل کروماتوگرام، برای تحلیل دقیق‌تر از آن، از یک کمیت بی‌بعد به نام Rf استفاده می‌شود.

Rf چیست؟

$$Rf = \frac{\text{مسافت طی شده توسط ماده (از خط پایه)}}{\text{مسافت طی شده توسط حلال (از خط پایه)}}$$

مقدار Rf همیشه بین 0 تا 1 است.

Rf بالاتر یعنی ماده سریع‌تر حرکت کرده و در حلال بیشتر حل شده.

Rf پایین‌تر یعنی ماده بیشتر به کاغذ جذب شده.

تحلیل اولیه

شناسایی مواد ناشناخته با مقایسه Rf آن‌ها با مواد شناخته شده. بررسی خلوص مواد: یک ماده خالص باید یک نقطه‌ی رنگی تولید کند، ولی مواد ناخالص چندین لکه.

مثال عملی

در یک کروماتوگرام، سه لکه در $cm 1.2$ ، $cm 2.4$ ، و $cm 3.6$ از خط پایه ظاهر شده‌اند. حلال $cm 6$ بالا رفته است.

$$Rf1 = 1.2 \div 6 = 0.2$$

$$Rf2 = 2.4 \div 6 = 0.4$$

$$Rf3 = 3.6 \div 6 = 0.6$$

اگر در اطلاعات ما ماده‌ای با $Rf = 0.4$ باشد، می‌توان فرض کرد لکه دوم متعلق به همان ماده است.

مرور نهایی بخش دوم - تمرین‌های جامع تحلیلی

تمرین 1: جدول زیر را مطالعه کرده و موارد آن را به خاطر بسپارید.

روش جداسازی	نوع مخلوط	ابزار مورد نیاز	نمونه کاربرد
فیلتراسیون	جامد نامحلول + مایع	قیف، کاغذ صافی، بشر	شن و آب
تبلور	جامد محلول + مایع	تبخیرکن، منبع گرما، صافی	نمک در آب
تقطیر ساده	مایع + ماده حل شده	بالن، کندانسور، شعله	آب و نمک

تمرین 2: در آزمایش کروماتوگرافی، لکه A در $cm 3$ و لکه B در $cm 4.5$ قرار گرفته‌اند و حلال تا $cm 6$ بالا رفته. مقدار Rf هر لکه را محاسبه کرده و تحلیل کنید که کدام ماده به حلال بیشتر تمایل دارد.

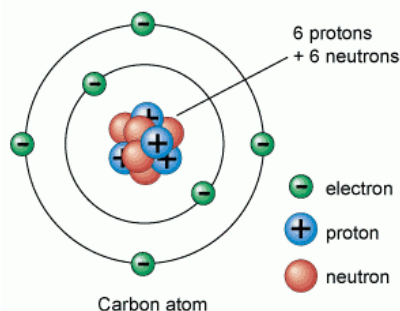
تمرین 3: برای مخلوطی از الکل و آب، کدام روش جداسازی مناسب است؟ چرا نمی‌توان از فیلتراسیون استفاده کرد؟ نمودار ساده‌ای از دستگاه مورد استفاده رسم کنید.

فصل اول - بخش سوم

ساختار اتم - آشنایی با ذرات زیراتمی

در این مبحث، بنیادی‌ترین مفهوم علم شیمی، یعنی ساختار اتم به دانش‌آموز معرفی می‌شود. تمام مواد از اتم‌ها ساخته شده‌اند و درک دقیق از ساختار اتم پیش‌نیاز فهم تمام واکنش‌های شیمیایی، پیوندها و خواص مواد است.

مفهوم اتم: اتم، کوچک‌ترین ذره از یک عنصر است که هنوز ویژگی‌های آن عنصر را حفظ می‌کند. هر اتم از سه ذره زیراتمی اصلی ساخته شده است:



1. پروتون (Proton): دارای بار مثبت $(+1)$ ، در مرکز اتم (هسته).

2. نوترون (Neutron): بدون بار (0) ، در هسته.

3. الکترون (Electron): دارای بار منفی (-1) ، در لایه‌های اطراف هسته.

جدول ویژگی‌های ذرات زیراتمی

ذره	بار الکتریکی	کته نسبی	محل قرارگیری
پروتون	1+	1	درون هسته
نوترون	0	1	درون هسته
الکترون	1-	تقریبا صفر	در مدارهای اطراف هسته

عدد اتمی و عدد کتهلی

عدد اتمی (Z): تعداد پروتون‌های اتم - این عدد *نوع عنصر* را تعیین می‌کند.

عدد کتهلی (A): مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌ها. بنابراین: پروتون + نوترون = عدد کتهلی

تعیین تعداد ذرات زیراتمی

مثال: اتم سدیم (Na) : عدد اتمی = 11 $\Rightarrow$ پروتون = 11

عدد کتهلی = 23 $\Rightarrow$ نوترون = 23 - 11 = 12

چون اتم خنثی است، تعداد الکترون = پروتون = 11

تمرین کلاسی

تعداد پروتون، نوترون و الکترون را برای اتم‌های زیر تعیین کنید:

1. اکسیژن (O) با عدد اتمی 8 و عدد کتهلی 16

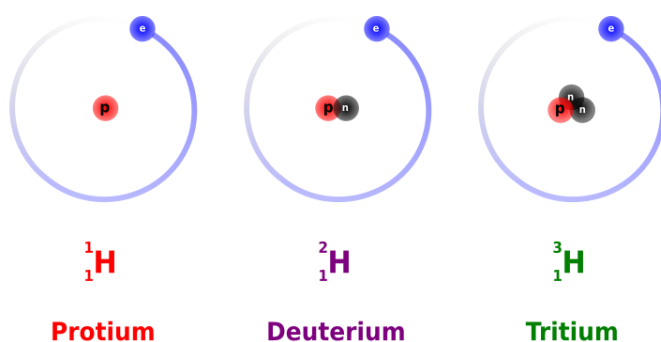
2. کلر (Cl) با عدد اتمی 17 و عدد کتهلی 35

3. منیزیم (Mg) با عدد اتمی 12 و عدد کتهلی 24

ایزوتوپ‌ها و محاسبه کته اتمی نسبی (Ar)

در این درس، مفهوم ایزوتوپ‌ها و نحوه محاسبه میانگین کته اتمی نسبی آموزش داده می‌شود. این مفاهیم برای درک جدول تناوبی و محاسبات شیمیایی ضروری‌اند.

ایزوتوپ چیست؟



ایزوتوپ‌ها اتم‌های یک عنصر هستند که تعداد پروتون مساوی ولی تعداد نوترون متفاوت دارند.

*بنابراین، عدد اتمی آن‌ها یکسان ولی عدد کتهلی آن‌ها متفاوت است. تصویر رو به رو ایزوتوپ‌های هایدروجن را نشان می‌دهد که دادی عدد کتهلی متفاوت می‌باشند.

مثال: کلر-35 و کلر-37

هر دو 17 پروتون دارند، ولی اولی 18 نوترون دارد و دومی 20 نوترون.

محاسبه کته اتمی نسبی (Ar)

از آنجا که عناصر طبیعی معمولاً ترکیبی از چند ایزوتوپ هستند، کتله اتمی نسبی (A_r) به صورت میانگین وزن دار محاسبه می شود.

$$A_r = \frac{(\text{کتله ایزوتوپ 1} \times \text{درصد فراوانی اش}) + (\text{کتله ایزوتوپ 2} \times \text{درصد فراوانی اش})}{100}$$

مثال : عنصر کبر شامل:

75% از اتم ها 35-Cl

25% از اتم ها 37-Cl

$$A_r = \frac{(35 \times 75) + (37 \times 25)}{100} = \frac{925 + 2625}{100} = 35.5$$

این عدد در جدول تناوبی برای کتله کبر نوشته می شود .

تمرین: محاسبه A_r برای عنصری با ایزوتوپ های زیر

60% با کتله 10

40% با کتله 11

آرایش الکترونی - توزیع الکترون ها در لایه ها

در این بخش، نحوه ی پخش شدن الکترون ها در لایه های انرژی اطراف هسته آموزش داده می شود. این توزیع (آرایش) الکترونی کلید درک جدول تناوبی، واکنش پذیری و ساختار مولکول هاست.

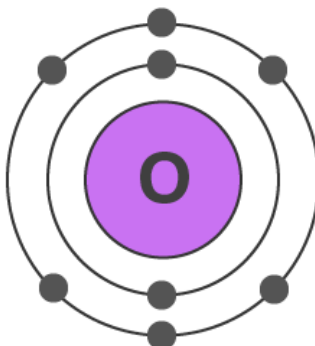
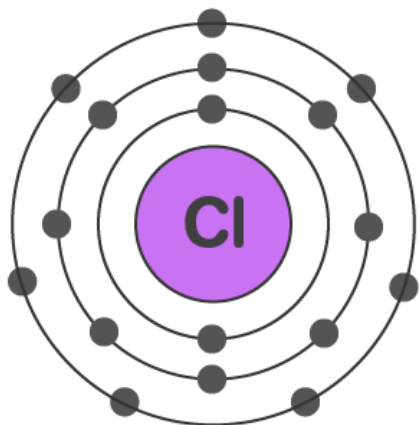
مفهوم لایه های انرژی

الکترون ها در مدارهایی به نام پوسته یا سطوح انرژی اطراف هسته می چرخند. هر لایه فقط می تواند تعداد مشخصی الکترون را در خود جای دهد: لایه اول: حداکثر 2 الکترون ، لایه دوم: حداکثر 8 الکترون ، لایه سوم: حداکثر 8 الکترون (برای عناصر تا عدد اتمی 20)

نحوه نوشتن آرایش الکترونی

آرایش به صورت دنباله ای از اعداد نوشته می شود که نشان می دهد در هر لایه چند الکترون وجود دارد.

مثال ها:



*کربن 2,4 (Z=6)

*اکسیژن 2,6 (Z=8)

*سدیم 2,8,1 (Z=11)

*منیزیم 2,8,2 (Z=12)

*کبر 2,8,7 (Z=17)

نکات مهم :

تعداد الکترون‌های لایه‌ی آخر (الکترون‌های ظرفیت) تعیین‌کننده خواص شیمیایی عنصر است.

الکترون‌های لایه بیرونی در واکنش‌ها شرکت می‌کنند.

تمرین: آرایش الکترونی را برای اتم‌های زیر بنویسید

* نیتروژن ($Z=7$)

* آلومینیوم ($Z=13$)

* فسفر ($Z=15$)

* کلسیم ($Z=20$)

رابطه آرایش الکترونی با جدول تناوبی - گروه و دوره

مفاهیم کلیدی :

گروه (ستون): مشخص می‌کند که چند الکترون در لایه‌ی آخر وجود دارد.

دوره (ردیف): مشخص می‌کند که عنصر چند لایه الکترونی دارد.

قانون ساده‌ی تشخیص

اگر آرایش یک عنصر 2,8,1 باشد → یعنی:

لایه بیرونی یک الکترون دارد → گروه 1

سه لایه دارد → دوره 3

عنصر: سدیم (Na)

مثال‌های تحلیلی

* Cl ($Z=17$): 2,8,7 → دوره 3، گروه 7

* Mg ($Z=12$): 2,8,2 → دوره 3، گروه 2

* Ne ($Z=10$): 2,8 → (گاز نجیب) دوره 2، گروه 8

* Li ($Z=3$): 2,1 → دوره 2، گروه 1

اهمیت جدول تناوبی

جدول تناوبی با نظم خاصی مرتب شده است و اطلاعات زیادی را تنها با دانستن عدد اتمی و آرایش الکترونی در اختیار ما قرار می‌دهد.

* عناصر در یک گروه، خواص شیمیایی مشابهی دارند چون تعداد الکترون‌های ظرفیت آن‌ها یکسان است.

تمرینات مروری مباحث بخش سوم

تمرین 1: 1. برای جداسازی شن و ماسه از آب، بهترین روش کدام است؟

a) تقطیر b) تبلور c) فیلتراسیون d) کروماتوگرافی

2. کدام روش برای جداسازی دو مایع با نقطه جوش نزدیک به هم مناسبتر است؟

a) فیلتراسیون b) تقطیر ساده c) تقطیر جزء به جزء d) تبلور

تمرین 2:

در یک آزمایش کروماتوگرافی، لکه‌های A، B و C در فاصله‌های 1.5 cm، 2.5 cm و 4.0 cm از خط پایه دیده می‌شوند. حلال 5.0 cm بالا رفته است. الف) مقدار Rf برای هر سه لکه را محاسبه کنید.

ب) اگر ماده‌ی B در جدول مواد شناخته‌شده مقدار Rf برابر با 0.5 دارد، آیا می‌توان آن را با لکه B تطبیق داد؟ چرا؟

تمرین 3:

به سوالات زیر پاسخ کوتاه و علمی بدهید:

1. منظور از عدد اتمی و عدد کتله‌ی چیست؟ هرکدام چه چیزی را نشان می‌دهند؟

2. اتمی با عدد اتمی 9 و عدد کتله‌ی 19، چند پروتون، نوترون و الکترون دارد؟

3. چرا عدد پروتون در ایزوتوپ‌ها ثابت است ولی عدد کتله‌ی متفاوت می‌باشد؟

تمرین 4:

عنصر X دو ایزوتوپ دارد: 1) ایزوتوپ A با کتله 10 و فراوانی 60٪ (2) ایزوتوپ B با کتله 11 و فراوانی 40٪

الف) کتله اتمی نسبی (Ar) این عنصر را محاسبه کنید. ب) چرا Ar به صورت عدد اعشاری است و نه عدد صحیح؟

تمرین 5:

برای اتم‌های زیر، آرایش الکترونی را بنویسید و جایگاه آن‌ها در جدول تناوبی (گروه و دوره) را مشخص نمایید:

1. عنصر با عدد اتمی 12

2. عنصر با آرایش 2,8,5

3. عنصر با آرایش 2,8,8,1

پاسخ خود را با دلیل علمی همراه کنید. چرا این عناصر در گروه‌های خاص قرار دارند؟

فصل اول - بخش چهارم

گازهای نجیب - ویژگی‌ها و موقعیت در جدول تناوبی

معرفی گازهای نجیب (Noble Gases)

گازهای نجیب در گروه 8 (یا گروه 18) جدول تناوبی قرار دارند.

* این عناصر عبارت‌اند از:

هلیوم (He)، نئون (Ne)، آرگون (Ar)، کریپتون (Kr)، زنون (Xe)، رادون (Rn)

* همه‌ی آن‌ها گازهای بی‌رنگ، بی‌بو، و بسیار کم‌واکنش هستند.

ویژگی‌های شیمیایی

لایه‌ی ظرفیت آن‌ها کامل است:

Group 8
He ²
Ne ¹⁰
Ar ¹⁸
Kr ³⁶
Xe ⁵⁴
Rn ⁸⁶

He → 2 الکترون

Ne, Ar, ... → 8 الکترون

به دلیل کامل بودن لایه‌ی بیرونی، تمایلی به گرفتن یا از دست دادن الکترون ندارند ⇒ بی‌واکنش‌ترین عناصر طبیعت

واکنش‌پذیری بسیار کم آن‌ها موجب می‌شود:

در شرایط عادی ترکیب شیمیایی نمی‌سازند.

فقط در شرایط خاص (مانند تخلیه الکتریکی) برخی ترکیبات ناپایدار تولید می‌کنند مانند (XeF₂).

کاربردهای عملی

هلیوم: پر کردن بالون، چون سبک است و آتش نمی‌گیرد.

آرگون: پر کردن لامپ‌های رشته‌ای برای جلوگیری از سوختن رشته تنگستن.

نئون: چراغ‌های تبلیغاتی. (Neon lights)

کریپتون / زنون: در لیزرها و تجهیزات تخصصی پزشکی.

درک مفهومی مهم

گازهای نجیب الگوی «کامل بودن» در شیمی هستند. دیگر عناصر سعی می‌کنند با گرفتن، از دست دادن یا اشتراک گذاری الکترون، به ساختار الکترونی مشابه آن‌ها برسند ⇒ پایه‌ی نظریه‌ی پیوندها

فلزات و نافلزات – مقایسه جامع و موقعیت در جدول تناوبی

موقعیت در جدول :

فلزات: عمدتاً در سمت چپ و وسط جدول (گروه 1 تا 12).

نافلزات: در سمت راست (گروه‌های 14 تا 17)

مرز: خط پله‌ای (مانند زیگ‌زاگ) بین بور و آستاتین نافلزات را از فلزات جدا می‌کند.

نیمه‌فلزات مانند سیلیکن و آنتیموان در مرز قرار دارند و خواص ترکیبی دارند.



مقایسه‌ی کامل فلزات و نافلزات

ویژگی	فلزات	نافلزات
حالت فیزیکی	اغلب جامد (به جز جیوه)	اغلب گاز (مانند O_2 , N_2)، بعضی جامد (مانند گوگرد)
درخشش (براق بودن)	براق	غیر براق یا کدر
هدایت الکتریکی	خوب (رسانا)	ضعیف یا عایق
چکش خواری	بله، قابل کوبیدن و شکل دادن	شکننده (در حالت جامد)
واکنش پذیری	اغلب فعال (مانند سدیم)	برخی فعال (مانند فلوئور)، برخی خنثی (گازهای نجیب)
ترکیب سازی	تمایل به از دست دادن الکترون $\rightarrow$ کاتیون	تمایل به گرفتن الکترون $\rightarrow$ آنیون

کاربرد عملی تفاوت‌ها

فلزات: برای ساخت وسایل الکتریکی، سیم، سکه، سازه‌ها

نافلزات: در ساخت مواد آلی، گازهای تنفسی، اسیدها و بازها، کودها

نکته مفهومی: فلزات با از دست دادن الکترون به حالت پایدار می‌رسند. نافلزات با گرفتن الکترون. این اصل مبنای ساختار ترکیبات یونی و کووالانسی است. 5. تجزیه نمونه به چند نقطه در ارتفاعات مختلف.

پیش‌بینی ویژگی‌های عناصر با استفاده از جدول تناوبی

در این مبحث، دانش آموز می‌آموزد چگونه از موقعیت یک عنصر در جدول تناوبی اطلاعات زیادی درباره خواص آن به‌دست آورد.

قوانین مهم

1. گروه $\Leftarrow$ تعداد الکترون‌های لایه آخرگروه 1 $\Leftarrow$ 1 الکترون ظرفیت (سدیم،

پتاسیم...)

گروه 7 $\Leftarrow$ 7 الکترون ظرفیت (هالوجن‌ها)2. دوره $\Leftarrow$ تعداد لایه‌های انرژی الکترونیدوره 2 $\Leftarrow$ عناصر با دو لایه الکترونی (مثلاً

نئون، لیتیوم)

دوره 3 $\Leftarrow$ سه لایه (سدیم، کربن...)

روندهای تناوبی (Periodicity)

Group	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Period	IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	* 71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	* 103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
			* 57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb		
			* 89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No		

ویژگی	روند در جدول تناوبی
شعاع اتمی	از چپ به راست کاهش می‌یابد

انرژی یونش	از چپ به راست افزایش می یابد
الکترون خواهی	از چپ به راست افزایش می یابد
فلزی بودن	از چپ به راست کاهش و از بالا به پایین افزایش می یابد

نتیجه آموزشی: تنها با دانستن جایگاه عنصر، می توان حدس زد که:

رساناست یا نه ، تمایل دارد الکترون بدهد یا بگیرد ، در چه نوع واکنشی شرکت می کند ، با چه عناصری ترکیب می سازد

مقدمه ای بر فرمول های شیمیایی - زبان نوشتاری ترکیبات

در این مبحث ، دانش آموز برای اولین بار وارد دنیای واقعی نوشتار شیمی می شود. آشنایی با نمادهای عناصر، فرمول های شیمیایی ترکیبات و مفاهیم پایه برای ورود به معادلات شیمیایی در هفته های بعد.

نمادهای شیمیایی عناصر

هر عنصر با یک یا دو حرف نمایش داده می شود:

* H → هیدروژن

* O → اکسیژن

* Na → سدیم (Natrium: از لاتین)

* Fe → آهن (Ferrum: از لاتین)

ساختار فرمول شیمیایی

ترکیبات یونی: شامل یون های مثبت (کاتیون) و منفی (آنیون)

ساخته شده از Cl^- و Na^+ $\text{NaCl} \rightarrow$

از دو Cl^- و Mg^{2+} $\text{MgCl}_2 \rightarrow$

ترکیبات مولکولی (کووالانسی): بین نافلزات $\Leftrightarrow$ با اشتراک گذاری الکترون مثال: H_2O ، CO_2 ، NH_3

قواعد نوشتن فرمول

1. ابتدا یون مثبت (فلز یا کاتیون) نوشته می شود.

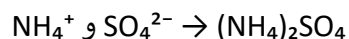
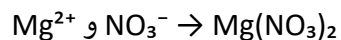
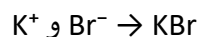
2. سپس یون منفی یا نافلز

3. تعداد یون ها باید طوری باشد که مجموع بارها صفر شود

Ca^{2+} و $\text{Cl}^- \Rightarrow \text{CaCl}_2$

Al^{3+} و $\text{O}^{2-} \Rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

مثال های آموزشی



درک پایه: فرمول شیمیایی بیانگر نسبت دقیق اتم‌ها/یون‌ها در ترکیب است و اساس موازنه و محاسبه در هفته‌های آینده است.

موازنه معادلات شیمیایی - قانون بقای کتله

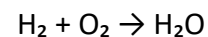
مفهوم قانون بقای کتله

در یک واکنش شیمیایی، هیچ اتمی از بین نمی‌رود و هیچ اتمی به وجود نمی‌آید. بنابراین، تعداد اتم‌های هر عنصر قبل و بعد از واکنش باید برابر باشد.

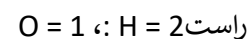
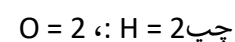
تعریف موازنه

موازنه کردن یعنی تنظیم ضرایب عددی در مقابل فرمول‌ها تا تعداد اتم‌ها در دو طرف معادله برابر شود.

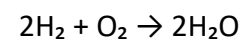
مثال ساده: معادله واکنش غیرموازنه‌شده:



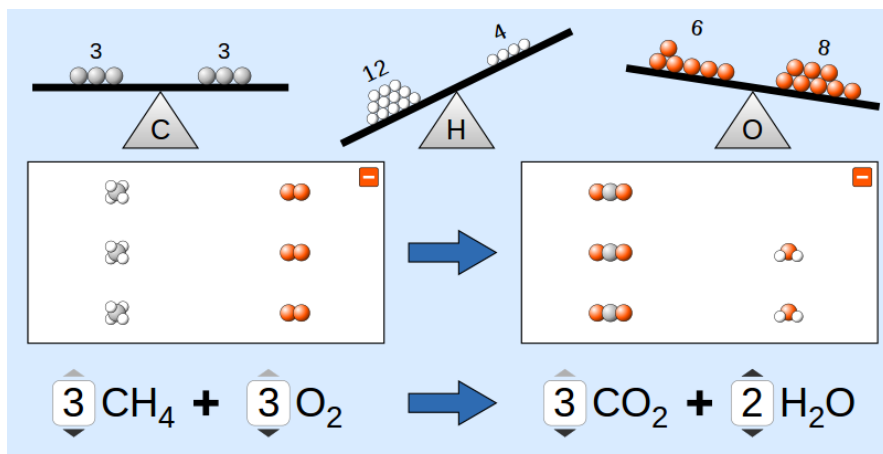
تعداد اتم‌ها:



موازنه صحیح:



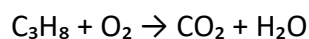
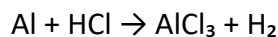
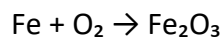
نکته آموزشی



فقط ضرایب را تغییر می‌دهیم، نه

زیرنویس‌ها در فرمول‌ها. همیشه ابتدا عناصر پیچیده‌تر را موازنه کنید، در آخر اکسیژن و هیدروژن را.

تمرین: معادله‌های زیر را موازنه کنید



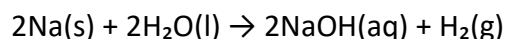
نمادهای حالت مواد و معرفی اصطلاحات واکنش‌دهنده‌ها

نمادهای حالت فیزیکی مواد

در معادله‌های شیمیایی، حالت ماده به صورت زیر نمایش داده می‌شود:

(aqueous) محلول در آب = (aq)، گاز = (g)، مایع = (l)، جامد = (s)

مثال: واکنش بین سدیم و آب



واکنش دهنده ها و فرآورده ها

مواد سمت چپ معادله: واکنش دهنده ها (Reactants)

مواد سمت راست معادله: فرآورده ها (Products)

واکنش دهنده محدودکننده (Limiting Reactant)

در واکنش هایی که دو ماده با نسبت نامساوی در اختیار داریم، یکی از آن ها زودتر تمام می شود و واکنش را متوقف می کند.

این ماده را «عامل محدودکننده» می نامند.

واکنش دهنده اضافی (Excess Reactant)

ماده ای که پس از پایان واکنش مقداری از آن باقی می ماند.

مثال: واکنش $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

اگر 6 مول H_2 و 2 مول O_2 داشته باشیم، هیدروژن زودتر تمام می شود $\Leftarrow$ عامل محدودکننده است.

کته اتمی نسبی (Ar)، کته مولی (Mr) و مفهوم مول

کته اتمی نسبی (Ar)

عددی بدون واحد است و در جدول تناوبی نوشته شده. برای هر عنصر، میانگینی از ایزوتوپ های آن است.

$$\text{Ar}(\text{Na}) = 23, \text{Ar}(\text{O}) = 16, \text{Ar}(\text{H}) = 1$$

کته مولکولی نسبی (Mr)

مجموع Ar عناصر در یک ترکیب

واحد: گرم بر مول (g/mol)

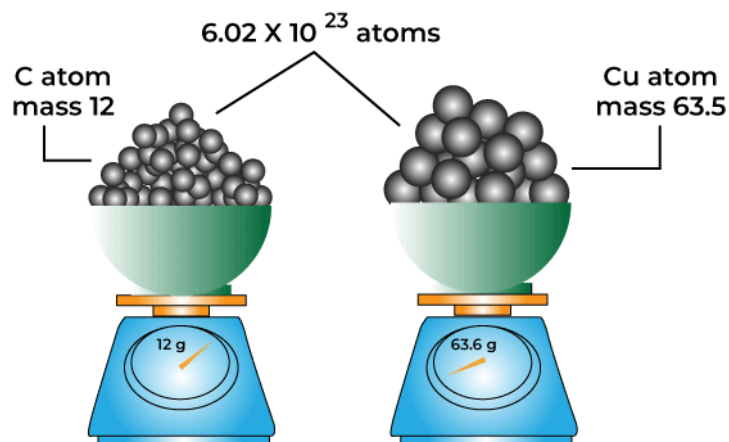
$$\text{مثال: } \text{Mr}(\text{H}_2\text{O}) = (2 \times 1) + (1 \times 16) = 18$$



مفهوم مول (mole)

یک «مول» معادل $10^{23} \times 6.022$ ذره (اتم، مولکول، یون) است. کته یک مول از هر ماده (بر حسب گرم) برابر با Mr آن ماده است.

فرمول اصلی: مول = $\text{Mr} \div \text{کته}$ ، کته = $\text{Mr} \times \text{مول}$



مثال: 36 g آب چند مول است؟ $Mr(H_2O) = 18$

$$\text{مول} = 18 \div 36 = 2$$

$$g \text{ H}_2\text{O} = 2 \text{ mol} \times 36$$

چرا مول مهم است؟

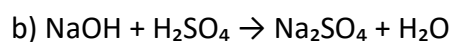
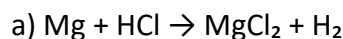
شمارش اتم‌ها در واکنش‌ها غیرممکن است $\Leftarrow$ به جای آن از "مول" استفاده می‌کنیم.

پایه محاسبات استوکیومتری و موازنه وزنی واکنش‌ها

تمرینات مروری مباحث فصل اول بخش چهارم

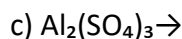
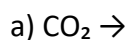
تمرین 1:

معادله‌های زیر را موازنه کرده و نماد حالت‌ها را در آن‌ها بنویسید:



تمرین 2:

کته مولکولی نسبی ترکیب‌های زیر را محاسبه کنید:



تمرین 3:

در 117 گرام NaCl، چند مول وجود دارد؟

کته 0.25 mol H_2O چقدر است؟

تمرین 4:

به سوالات زیر پاسخ دهید.

الف) سه مورد از ویژگی‌های گازهای نجیب را نام ببرید و توضیح دهید که چرا بی‌واکنش‌اند.

ب) تفاوت‌های کلیدی بین فلزات و نافلزات را در یک جدول بنویسید.

ج) آرایش الکترونی عنصر با عدد اتمی 17 را بنویسید و گروه/دوره آن را مشخص کنید.

تمرین 5: به سوالات زیر پاسخ دهید.

فرمول شیمیایی ترکیب بین Al^{3+} و Cl^- را بنویسید و مراحل استدلال خود را توضیح دهید.
بین دو عنصر A (در گروه 1) و B (در گروه 7) کدام یک الکترون از دست می‌دهد؟ چرا؟

فصل دوم - بخش اول

فرمول تجربی و فرمول مولکولی - تعریف، محاسبه، تفاوت و کاربردها

در شیمی، فرمول‌های تجربی و مولکولی نقش کلیدی در فهم ساختار ترکیبات ایفا می‌کنند.

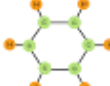
فرمول تجربی (Empirical Formula)

ساده‌ترین نسبت صحیح بین اتم‌های عناصر موجود در یک ترکیب.

مثلاً اگر نسبت اتم‌های کربن به هیدروژن در یک ترکیب 2:6 باشد، ساده‌شده آن 1:3 خواهد بود $\Rightarrow$ فرمول تجربی: CH_3

فرمول تجربی را معمولاً از طریق آزمایش به‌دست می‌آورند، مثلاً با تعیین ترکیب درصد کتله‌ای عناصر تشکیل‌دهنده یک ترکیب.

فرمول مولکولی (Molecular Formula)

	Molecular	Empirical
	N_2O_4	NO_2
	C_6H_6	CH
	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$	CH_3O

بیانگر تعداد واقعی اتم‌های هر عنصر در یک مولکول است. ممکن است فرمول مولکولی دقیقاً برابر یا مضربی از فرمول تجربی باشد.

مثال: ترکیب بنزن دارای فرمول تجربی CH است، اما Mr آن 78 است

$\text{C}_6\text{H}_6 \Rightarrow$ فرمول مولکولی: $78 \div 13 = 6 \Rightarrow \text{CH} = 13$ فرمول تجربی Mr

فرمول تبدیل

" $n \times$ فرمول تجربی" = "فرمول مالیکولی". که در آن n می‌شود:

$$n = \frac{\text{Mr واقعی}}{\text{Mr تجربی}}$$

مثال کاربردی:

فرمول تجربی ترکیبی CH_2O :

$\text{Mr تجربی} = 30$

$\text{Mr واقعی} = 180$

$$n = 180 \div 30 = 6 \Leftarrow$$

$\Leftarrow$ فرمول مولکولی $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (گلوکز)

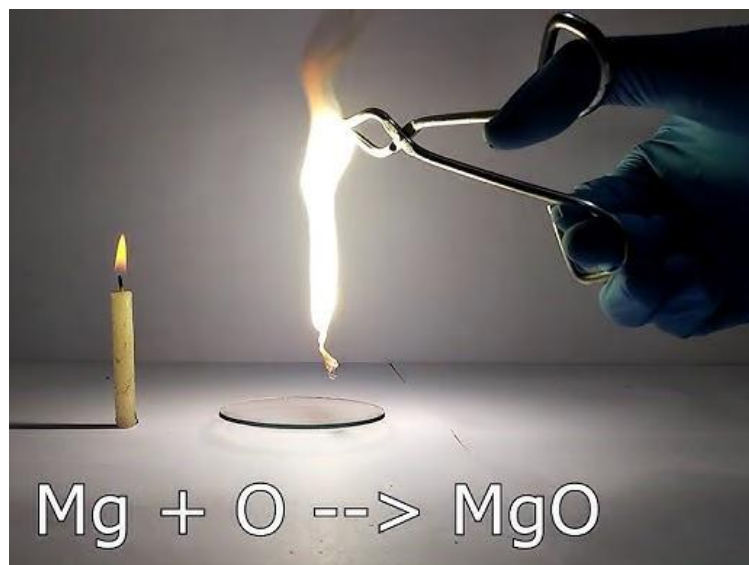
تعیین فرمول اکسید فلزات از طریق واکنش‌های احتراق و کاهش

در این قسمت بررسی می‌کنیم که چگونه می‌توان از طریق واکنش‌های شیمیایی ساده مانند احتراق فلزات در هوا یا کاهش اکسیدهای فلزات با عامل کاهنده، فرمول ترکیبات فلزی را تعیین کرد.

واکنش احتراق فلز

در این واکنش، فلز با اکسیژن ترکیب شده و اکسید تشکیل می‌دهد. این فرایند معمولاً با نور و گرمای شدید همراه است.

مثال عددی: 1.2 g منیزیم در هوا سوزانده شده و 2.0 g اکسید تولید شده است.



$$\text{كتله اكسيژن} = 1.2 - 2.0 = 0.8 \text{ g}$$

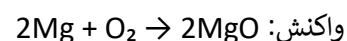
$$\text{Mr}(\text{Mg}) = 24, \text{Mr}(\text{O}) = 16$$

$$\text{مول Mg} = 1.2 \div 24 = 0.05$$

$$\text{مول O} = 0.8 \div 16 = 0.05$$

$$\Leftarrow \text{نسبت مولی} = 1:1$$

$$\Leftarrow \text{فرمول: MgO}$$



واکنش کاهش

در این واکنش، اکسیژن از اکسید فلز حذف شده و فلز خالص تولید می‌شود. عامل کاهنده معمولاً کربن یا هیدروژن است.

مثال: اکسید مس با کربن حرارت داده می‌شود:

$$\text{كتله CuO} = 6.4 \text{ g}, \text{ كتله Cu بعد از واکنش} = 5.1 \text{ g}$$

$$\text{كتله O} = 6.4 - 5.1 = 1.3 \text{ g}$$

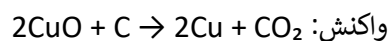
$$\text{Mr}(\text{Cu}) = 63.5, \text{Mr}(\text{O}) = 16$$

$$\text{مول Cu} = 5.1 \div 63.5 \approx 0.08$$

$$\text{مول O} = 1.3 \div 16 \approx 0.081$$

$$\Leftarrow \text{نسبت} \approx 1:1$$

$$\Leftarrow \text{فرمول: CuO}$$



محاسبه فرمول تجربی با استفاده از ترکیب درصد کتله‌ای عناصر

ترکیب درصد عناصر را می‌توان به عنوان پایه‌ای برای تعیین فرمول تجربی استفاده کرد. این فرمول بیشتر از اطلاعات آزمایشگاهی و طی مراحل زیر به دست می‌آید.

مراحل محاسبه

$$1. \text{ فرض کنید كتله كل تركيب} = 100 \text{ g}$$

$$2. \text{ محاسبه مول هر عنصر با استفاده از Ar}$$

$$3. \text{ تقسیم همه مقادیر بر کوچکترین مول}$$

4. ساده سازی نسبت ها به اعداد صحیح

مثال عددی: ترکیب حاوی C40 %، H6.7 %، O53.3 %

$$\Rightarrow 100 = \text{فرض کتله کل}$$

$$\text{مول C} = 40 \div 12 = 3.33$$

$$\text{مول H} = 6.7 \div 1 = 6.7$$

$$\text{مول O} = 53.3 \div 16 = 3.33$$

$$\text{نسبت C : H : O} = 1 : 2 : 1$$

$$\Rightarrow \text{فرمول تجربی} = \text{CH}_2\text{O}$$

نکته مهم

اگر نسبت مولی اعشاری باشد (مثلاً 1.5)، باید نسبت را در عدد صحیح ضرب کنیم:

$$\text{مثلاً } 1.5 : 3 \Rightarrow 2 \times \Rightarrow 1 : 2$$

فرمول آب تبلور در نمک های آبدار - تحلیل و محاسبه

بسیاری از نمک ها در حالت بلوری، مولکول های آب را درون ساختار خود حفظ می کنند. این آب ها را «آب تبلور» می نامند و در فرمول ترکیب نمایش داده می شوند. فرمول کلی: نمک $n\text{H}_2\text{O}$ ، مثلاً: سولفات مس آبدار $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ (تصویر به رو نشان دهنده سولفات مس آبدار می باشد)

روش محاسبه n

1. توزین نمک آبدار قبل از حرارت

2. حرارت دادن تا خارج شدن تمام آب

3. توزین نمک خشک

4. محاسبه کتله آب

5. محاسبه مول CuSO_4 و H_2O

6. محاسبه نسبت $\Rightarrow$ تعیین n



کتله

مثال عددی: کتله اولیه = 4.5 g $\Leftarrow$ کتله بعد از حرارت = 2.9 g،
آب = 1.6 g

$$\text{Mr}(\text{CuSO}_4) = 160, \text{Mr}(\text{H}_2\text{O}) = 18$$

$$\text{مول CuSO}_4 = 2.9 \div 160 \approx 0.0181$$

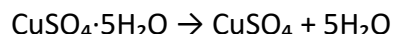
$$\text{مول H}_2\text{O} = 1.6 \div 18 \approx 0.0889$$

$$\text{نسبت} = 0.0181 \div 0.0889 \approx 4.9$$

$$\Rightarrow n \approx 5$$

$$\Rightarrow \text{فرمول} = \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

معادله واکنش حرارتی:



محاسبات استوکیومتری - تعیین مقدار مواد در واکنش‌ها

استوکیومتری شاخه‌ای از شیمی است که با نسبت‌های کمی بین مواد شرکت‌کننده در یک واکنش شیمیایی سر و کار دارد. این علم به ما اجازه می‌دهد تا پیش‌بینی کنیم که چه مقدار از یک ماده برای تولید مقدار معینی از محصول نیاز است یا چه مقدار محصول از مقدار مشخصی از واکنش‌دهنده‌ها به‌دست خواهد آمد.

تمام محاسبات استوکیومتری به یک پیش‌شرط مهم متکی‌اند: داشتن معادله‌ی موازنه‌شده‌ی شیمیایی. این معادله به ما نسبت مولی بین واکنش‌دهنده‌ها و فرآورده‌ها را می‌دهد و همین نسبت‌ها اساس تبدیل کتله به مول و برعکس هستند.

در عمل، شیمیدان‌ها از محاسبات استوکیومتری برای طراحی فرآیندهای صنعتی، تولید دارو، کنترل مواد زاید و حتی تعیین مقادیر لازم مواد در آزمایش‌های آزمایشگاهی استفاده می‌کنند. بدون این مهارت، انجام واکنش‌های دقیق و بهینه‌سازی فرآیندها تقریباً غیرممکن خواهد بود.

مراحل کلی محاسبه

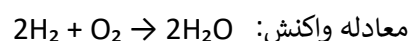
1. نوشتن معادله واکنش و موازنه آن

2. تبدیل کتله داده‌شده به تعداد مول

3. استفاده از نسبت مولی برای یافتن تعداد مول ماده مجهول

4. تبدیل مول ماده مجهول به کتله یا حجم (اگر گاز باشد)

سوال نمونه: در واکنش بین هیدروژن و اکسیژن، اگر 4 گرم هیدروژن مصرف شود، چه مقدار آب تولید می‌شود؟



مرحله اول:

$$\text{Mr}(\text{H}_2) = 2$$

$$\text{مول H}_2 = 4 \div 2 = 2 \text{ mol}$$

مرحله دوم:

نسبت مولی H_2 به H_2O برابر 1:1 است

$$\text{مول H}_2\text{O} = 2 \text{ mol}$$

مرحله سوم:

$$\text{Mr}(\text{H}_2\text{O}) = 18$$

$$\text{کتله آب} = 18 \times 2 = 36 \text{ g}$$

پاسخ نهایی: در این واکنش 36 گرم آب تولید می شود.

محاسبه کتله فرآورده یا واکنش دهنده با استفاده از نسبت مولی

در بسیاری از واکنش های شیمیایی، تنها مقدار یکی از مواد مشخص است. در چنین مواردی برای یافتن کتله ماده دیگر (چه واکنش دهنده و چه محصول)، ابتدا از کتله موجود مول آن را محاسبه می کنیم، سپس از نسبت مولی برای یافتن مول ماده ی مورد نظر استفاده کرده، در نهایت آن را به کتله تبدیل می کنیم.

این روش به ویژه در طراحی آزمایش ها، صنایع شیمیایی، دارویی، استخراج فلزات و حتی در شیمی محیط زیست اهمیت دارد، چون ما را قادر می سازد بدون اتلاف مواد، واکنش ها را با دقت بالا انجام دهیم.

سوال نمونه

در واکنش بین مس و اکسیژن، اگر 6.35 g مس مصرف شود، چه مقدار اکسید مس (CuO) تولید خواهد شد؟



مرحله اول:

$$\text{Mr}(\text{Cu}) = 63.5$$

$$\text{mol Cu} = 6.35 \div 63.5 = 0.1$$

مرحله دوم:

طبق معادله، نسبت Cu به CuO برابر 1:1 است

$$\text{mol CuO} = 0.1$$

مرحله سوم:

$$\text{Mr}(\text{CuO}) = 63.5 + 16 = 79.5$$

$$\text{CuO} = 0.1 \times 79.5 = 7.95 \text{g}$$

پاسخ نهایی: 7.95 گرم اکسید مس تولید خواهد شد.

محاسبه بازده درصدی (Percentage Yield) - مفاهیم و کاربردها

در دنیای واقعی، واکنش های شیمیایی معمولاً بازدهی کامل ندارند. حتی در شرایط کنترل شده آزمایشگاهی نیز به ندرت محصول مورد نظر به صورت کامل و بدون اتلاف حاصل می شود. دلایل متعددی از جمله واکنش های جانبی، هدر رفتن بخشی از مواد، عدم خلوص یا خطای انسانی می توانند باعث کاهش محصول شوند.

به همین دلیل، ما به بازده درصدی به عنوان یک شاخص کارایی واکنش توجه می کنیم. این شاخص بیان می کند که چه درصدی از مقدار پیش بینی شده ی تئوری، عملاً در واکنش به دست آمده است.

$$\text{"بازده درصدی"} = \frac{\text{"مقدار واقعی"}}{\text{"مقدار نظری"}} \times 100$$

سوال نمونه

در واکنشی، پیش‌بینی می‌شود که 8.5g محصول تولید شود. اما در آزمایش فقط 6.8g به دست می‌آید. بازده درصدی چقدر است؟

$$80\% = 100 \times \frac{8.5}{6.8}$$

پاسخ نهایی: بازده واکنش برابر با ۸۰٪ است. این یعنی تنها ۸۰٪ از ماده مورد انتظار واقعاً تولید شده است.

نکات تکمیلی

* مقدار نظری از محاسبات استوکیومتری به دست می‌آید

* مقدار واقعی از داده‌های تجربی آزمایش به دست می‌آید

* بازده بین ۹۰٪ تا ۱۰۰٪ عالی در نظر گرفته می‌شود

* بازده کمتر از ۵۰٪ نشانه‌ی ناکارآمدی یا وجود مشکلات در طراحی واکنش است

واکنش‌های محدودکننده - تعیین عامل محدودکننده در واکنش شیمیایی

در بسیاری از واکنش‌ها، یکی از واکنش‌دهنده‌ها زودتر از بقیه تمام می‌شود. این ماده که مصرفش به پایان می‌رسد و دیگر اجازه ادامه واکنش را نمی‌دهد، عامل محدودکننده یا Limiting Reactant نام دارد. مقدار محصول تولیدشده همیشه وابسته به مقدار این ماده است، حتی اگر از سایر مواد به مقدار زیاد وجود داشته باشد.

یافتن عامل محدودکننده در طراحی واکنش‌ها اهمیت زیادی دارد، زیرا باعث می‌شود بتوانیم تولید محصول را بهینه کنیم و مواد اضافی را تلف نکنیم. در صنایع شیمیایی، محاسبه دقیق عامل محدودکننده باعث صرفه‌جویی چشمگیر در هزینه‌ها و افزایش بهره‌وری می‌شود.

مراحل تشخیص

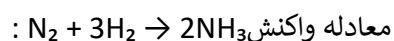
1. محاسبه تعداد مول تمام واکنش‌دهنده‌ها

2. استفاده از نسبت مولی معادله برای تعیین مقدار مورد نیاز از هر ماده

3. بررسی اینکه کدام ماده زودتر تمام می‌شود و نمی‌تواند ادامه واکنش را ممکن سازد عنصر: سدیم (Na)

سوال نمونه

در واکنش بین نیتروژن و هیدروژن برای تولید آمونیاک، اگر 28g نیتروژن و 6g هیدروژن داشته باشیم، عامل محدودکننده کدام است؟



مرحله اول:

$$\text{Mr}(\text{N}_2) = 28 \rightarrow \text{N}_2 = 28 \div 28 = 1 \text{ mol}$$

$$\text{Mr}(\text{H}_2) = 2 \rightarrow \text{H}_2 = 6 \div 2 = 3 \text{ mol}$$

مرحله دوم:

طبق معادله، برای 1 mol N_2 به 3 mol H_2 نیاز داریم

ما دقیقاً 3 mol H₂ داریم $\Rightarrow$ نسبت کامل و دقیق

پاسخ نهایی: هیچ کدام محدودکننده نیستند، چون نسبت دقیق و کامل رعایت شده است.

اما اگر به جای 6g، مثلاً 4g هیدروژن داشتیم:

مول $\rightarrow 2 \text{ mol} = 4 \div 2 = 2$ مقدار مورد نیاز برای 1 mol N₂ کافی نیست

در این حالت: H₂ عامل محدودکننده واکنش خواهد بود.

تمرینات مرور مباحث فصل دوم بخش اول

تمرین 1:

کدام یک از گزینه‌های زیر فقط فرمول تجربی است و نمی‌تواند فرمول مولکولی یک ترکیب باشد؟

- 1) CH 2) C₂H₄ 3) H₂O 4) NH₃

تمرین 2: ترکیبی شامل 27.3٪ کربن و 72.7٪ اکسیژن است. فرمول تجربی این ترکیب را به دست آورید.

تمرین 3: در واکنش $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$ ، اگر 6 گرم منیزیم مصرف شود، چه مقدار MgO تولید خواهد شد؟

(Mr Mg = 24, Mr MgO = 40)

- A) 5g B) 6g C) 10g D) 40g

تمرین 4:

مقدار بازده درصدی را برای واکنشی که در آن 12g محصول تئوری انتظار می‌رود، اما فقط 9g تولید شده، محاسبه کنید.

تمرین 5:

اگر 5 گرم CuO با کربن واکنش دهد و 4 گرم مس تولید شود، فرمول تجربی CuO را بررسی کنید و بازده درصدی را محاسبه نمایید. (Mr Cu = 63.5, Mr CuO = 79.5)

مرور سؤالات پایان فصل – تثبیت مفاهیم استوکیومتری

هدف اصلی این روز، تقویت تسلط دانش‌آموزان بر محاسبات عددی و روابط کمی در واکنش‌های شیمیایی است. فصل پنجم پایه‌ای‌ترین مفاهیم را در شیمی ارائه می‌دهد که بسیاری از مفاهیم آینده مانند غلظت، حجم گاز و واکنش‌های اسیدی نیز بر همان اصول بنا شده‌اند.

با حل سؤالات پایان فصل، دانش‌آموز توانایی تشخیص دقیق نسبت‌های مولی، تعیین مواد محدودکننده، بازده درصدی و محاسبات کتله‌ای را به دست خواهد آورد.

مرور مهم‌ترین مهارت‌ها:

* استفاده از معادله موازنه شده برای تعیین نسبت‌های مولی

* محاسبه کتله مواد واکنش‌دهنده یا محصول

* تعیین عامل محدودکننده واکنش

* تحلیل بازده نظری و واقعی

مثال 1:

در واکنش $\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$ ، اگر 5.6g آهن واکنش دهد، چه مقدار FeCl_3 تشکیل می‌شود؟

$$\text{نسبت } 1 : 1 : \text{Fe} : \text{FeCl}_3 \Rightarrow \text{مول } \text{FeCl}_3 = 0.1 \quad \text{Mr(Fe)} = 56, \text{Mr(FeCl}_3) = 162.5$$

$$\text{مول } \text{Fe} = 5.6 \div 56 = 0.1 \quad \text{کتله } \text{FeCl}_3 = 0.1 \times 162.5 = 16.25\text{g}$$

مثال 2:

در واکنش $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ ، اگر 3.2g اکسیژن در واکنش شرکت کند، چه مقدار آب تولید می‌شود؟

$$\text{مول } \text{O}_2 = 3.2 \div 32 = 0.1 \quad \text{Mr(O}_2) = 32$$

$$\text{نسبت } 1 : 2 : \text{O}_2 : \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{مول } \text{H}_2\text{O} = 0.2 \quad \text{Mr(H}_2\text{O)} = 18 \Rightarrow \text{کتله آب} = 18 \times 0.2 = 3.6\text{g}$$

مثال 3:

در واکنش $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ ، اگر 6.5g Zn استفاده شود، چه مقدار ZnCl_2 تولید می‌شود؟

$$\text{مول } \text{ZnCl}_2 = 0.1 \Rightarrow \text{نسبت } 1 : 1 \quad \text{Mr(Zn)} = 65, \text{Mr(ZnCl}_2) = 136.5$$

$$\text{کتله } \text{ZnCl}_2 = 0.1 \times 136.5 = 13.65\text{g} \quad \text{مول } \text{Zn} = 6.5 \div 65 = 0.1$$

مثال 4:

در واکنش: $\text{Ca} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$ ، اگر 2g Ca استفاده شود، چه مقدار H_2 تولید خواهد شد؟

$$\text{مول } \text{Ca} = 2 \div 40 = 0.05 \quad \text{Mr(Ca)} = 40$$

$$\text{نسبت } 1 : 1 : \text{Ca} : \text{H}_2 \Rightarrow \text{مول } \text{H}_2 = 0.05$$

$$\text{کتله } \text{H}_2 = 0.05 \times 2 = 0.1\text{g} \Rightarrow \text{Mr(H}_2) = 2$$

مفهوم حجم گازها و شرایط معین گازی (STP)

در حالت گازی، مقایسه کتله به تنهایی کافی نیست، چون گازها بیشتر در حجم و فشار تعریف می‌شوند. برای یک مقایسه کمی دقیق، دانش آموز باید بداند در شرایط استاندارد (STP)، هر گاز ایده آل در حجم خاصی قرار می‌گیرد.

Standard Temperature and Pressure

(STP)

1 atm pressure

0 °C or 273 K

شرایط STP عبارت‌اند از: دما: 0° (273K) C فشار: 1 atm

حجم مولی گاز: 24 dm³ در هر مول (در GCSE معمولاً از 24 استفاده می‌شود، هرچند در برخی منابع از 22.4 dm³ نیز نام برده می‌شود)

این ویژگی گازها به ما اجازه می‌دهد که بدون درگیر شدن با چگالی و پیچیدگی‌های مولکولی، به راحتی بین «حجم» و «مول» تبدیل انجام دهیم.

روابط مهم

$$\text{مول} = \frac{(\text{حجم گاز } \text{dm}^3)}{24} \quad \text{حجم گاز} = 24 \times \text{مول}$$

مثال عددی:

اگر در واکنشی، 0.5 mol گاز CO₂ تولید شود، این مقدار چه حجمی خواهد داشت؟

$$\text{حجم} = 24 \times 0.5 = 12 \text{ dm}^3$$

نکته: اگر داده‌ها به cm³ داده شوند، حتماً باید ابتدا به dm³ تبدیل شوند: 1000 cm³ = 1 dm³

واحدهای حجم گاز - لیتر، دسی متر مکعب، سانتی متر مکعب

در شیمی، سه واحد اصلی برای اندازه‌گیری حجم گازها مورد استفاده قرار می‌گیرند:

واحد	علامت	معادل
لیتر	L	1 L = 1 dm ³
دسی متر مکعب	dm ³	1 dm ³ = 1000 cm ³
سانتی متر مکعب	cm ³	کوچک‌ترین واحد رایج در آزمایشگاه‌ها

یادگیری تبدیل این واحدها به هم، برای حل صحیح سؤالات بسیار ضروری است. در امتحانات GCSE، رایج‌ترین واحد مورد استفاده dm³ است. تبدیل‌های مهم: 1000 cm³ = 1 dm³ = 1 L

مثال عددی: در آزمایشی، 4800 cm³ گاز هیدروژن تولید شده است. این مقدار چند مول گاز است؟

$$4800 \text{ cm}^3 = 4.8 \text{ dm}^3 \quad \text{مول} = 4.8 \div 24 = 0.2 \text{ mol}$$

محاسبات حجم گاز با استفاده از معادله واکنش

استفاده از معادله موازنه شده نه تنها به ما در تعیین کتله کمک می‌کند، بلکه می‌توانیم حجم دقیق گازهای تولیدی یا مصرفی را نیز محاسبه کنیم. این مسئله در آزمایش‌های تولید گاز (مثل تولید هیدروژن یا دی‌اکسید کربن) بسیار کاربرد دارد. مراحل حل: 1. موازنه کردن معادله، 2. یافتن مول ماده‌ی معلوم (معمولاً جامد یا مایع)

3. استفاده از نسبت مولی برای یافتن مول گاز، 4. تبدیل مول گاز به حجم با ضرب در 24

مثال عددی:

در واکنش $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ ، اگر 6.5 g Zn واکنش دهد، چه حجمی از H₂ تولید می‌شود؟

$$\text{Mr}(\text{Zn}) = 65 \Rightarrow \text{مول} = 6.5 \div 65 = 0.1$$

$$\text{نسبت } \text{Zn} : \text{H}_2 = 1 : 1 \Rightarrow \text{مول H}_2 = 0.1$$

$$\text{حجم H}_2 = 0.1 \times 24 = 2.4 \text{ dm}^3$$

محاسبات مبتنی بر حجم مولی گازها

در شیمی، گازها به صورت حجمی تحلیل می‌شوند و برای این کار از مفهوم «حجم مولی» استفاده می‌شود.

حجم مولی، حجم اشغال شده توسط یک مول گاز در شرایط استاندارد (STP) است که برابر است با:

$$1 \text{ mol gas} = 24 \text{ dm}^3$$

این رابطه به ما امکان می دهد بدون نیاز به کتله یا Mr، تنها با تعداد مول، حجم گاز را محاسبه کنیم یا برعکس.

مثال : در واکنش: $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$ ، اگر 0.5 mol آلومینیوم واکنش دهد، چه حجمی از گاز هیدروژن تولید می شود؟

$$\text{نسبت } \text{Al} : \text{H}_2 = 2 : 3$$

$$\text{مول } \text{H}_2 = (0.5 \times 3) \div 2 = 0.75 \text{ mol}$$

$$\text{حجم } \text{H}_2 = 0.75 \times 24 = 18 \text{ dm}^3$$

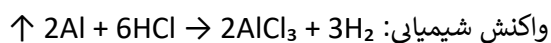
مثال : در واکنش بین 3g آلومینیوم و اسید HCl، چه حجمی از گاز هیدروژن تولید می شود؟ ($\text{Mr}(\text{Al}) = 27$)

$$\text{مول } \text{Al} = 3 \div 27 = 0.111 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow 2\text{Al} : 3\text{H}_2 \text{ طبق نسبت واکنش}$$

$$\text{مول } \text{H}_2 = (0.111 \times 3) \div 2 = 0.167 \text{ mol}$$

$$\text{حجم } \text{H}_2 = 0.167 \times 24 = 4.01 \text{ dm}^3$$



محاسبه غلظت محلول ها ($\text{Concentration} = \text{mol/dm}^3$)

غلظت یک محلول نشان می دهد که در هر دسی متر مکعب (dm^3) از محلول، چه مقدار ماده حل شده وجود دارد. این مقدار می تواند بر حسب mol/dm^3 یا g/dm^3 بیان شود.

فرمول های مهم:

$$1. \text{ غلظت } (\text{mol/dm}^3) = \text{مول} / \text{حجم } (\text{dm}^3)$$

$$2. \text{ غلظت } (\text{g/dm}^3) = \text{کتله} / \text{حجم } (\text{dm}^3)$$

مثال : اگر 0.2 mol سدیم هیدروکسید در 500 cm^3 آب حل شود، غلظت آن چند mol/dm^3 است؟

$$\text{تبدیل حجم: } 500 \text{ cm}^3 = 0.5 \text{ dm}^3$$

$$\text{غلظت} = 0.5 \div 0.2 = 0.4 \text{ mol/dm}^3$$

مثال : اگر در یک محلول 4g NaOH ($\text{Mr} = 40$) در 250 cm^3 آب حل شده باشد، غلظت را محاسبه کنید.

$$\text{مول} = 4 \div 40 = 0.1 \text{ mol}$$

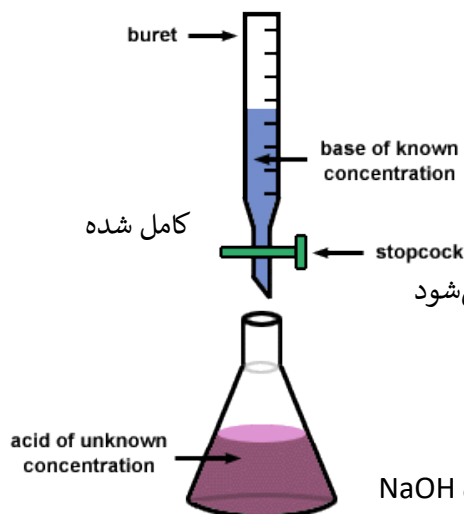
$$\text{حجم} = 250 \text{ cm}^3 = 0.25 \text{ dm}^3$$

$$\text{غلظت} = 0.25 \div 0.1 = 0.4 \text{ mol/dm}^3$$

مقدمه بر تیتراسیون و محاسبات آن

تیتراسیون یکی از مهم‌ترین روش‌های حجمی در شیمی است که برای یافتن غلظت یک محلول از طریق واکنش با محلولی با غلظت معلوم استفاده می‌شود. در تیتراسیون، معمولاً از اسید و باز استفاده می‌شود و در حضور شناساگر (indicator) پایان واکنش مشخص می‌شود.

مراحل کلیدی تیتراسیون:



1. یک محلول با غلظت معلوم در بورت ریخته می‌شود

2. محلول دیگر (با غلظت نامعلوم) در ارلن قرار می‌گیرد

3. با اضافه کردن تدریجی، زمانی که رنگ شناساگر تغییر کند، واکنش

4. با استفاده از حجم‌های استفاده‌شده، غلظت محلول مجهول محاسبه می‌شود

فرمول اصلی:

$$C_1V_1 = C_2V_2 \text{ (در صورت نسبت مولی 1:1)}$$

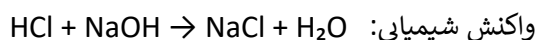
مثال: اگر 25 cm^3 محلول HCl با غلظت 0.1 mol/dm^3 برای خنثی کردن NaOH استفاده شود، غلظت NaOH را بیابید. (فرض بر تساوی حجم و نسبت واکنش 1:1)

$$V_1 = 25 \text{ cm}^3 = 0.025 \text{ dm}^3$$

$$\text{HCl} = 0.1 \times 0.025 = 0.0025 \text{ mol}$$

$$\text{NaOH} = 0.0025 \text{ mol} \Rightarrow 1:1 \text{ نسبت}$$

$$\text{NaOH} = 0.0025 \div 0.025 = 0.1 \text{ mol/dm}^3 \text{ غلظت}$$



محاسبات معکوس در واکنش‌ها - یافتن داده‌های اولیه

در بسیاری از مسائل شیمیایی، به جای اینکه از داده‌های اولیه برای محاسبه نتیجه استفاده کنیم، از داده‌های نهایی برای محاسبه اطلاعات اولیه استفاده می‌کنیم. این تکنیک، محاسبه معکوس نام دارد. مثلاً اگر حجم گاز تولیدی داده شده باشد، می‌توانیم کتله ماده اولیه را محاسبه کنیم.

مثال: در واکنش $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$ ، اگر 2.4 dm^3 گاز هیدروژن تولید شود، چند گرم آلومینیوم استفاده شده است؟ ($\text{Mr} = 27$)

$$\text{H}_2 = 2.4 \div 24 = 0.1 \text{ mol}$$

$$\text{Al} = (0.1 \times 2) \div 3 = 0.066 \text{ mol}$$

$$\text{Al} = 0.066 \times 27 \approx 1.78\text{g}$$

تمرینات مروری مباحث بخش اول فصل دوم

تمرین 1: در واکنش $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ ، اگر 0.2 mol Zn مصرف شود، چه حجمی از گاز هیدروژن در شرایط STP تولید می‌شود؟

A) 2.4 dm^3 B) 4.8 dm^3 C) 6.0 dm^3 D) 2.0 dm^3

تمرین 2: کدام گزینه غلظت محلولی را نشان می‌دهد که 0.1 mol ماده در 250 cm^3 آب حل شده باشد؟

A) 0.2 mol/dm^3 B) 0.3 mol/dm^3 C) 0.4 mol/dm^3 D) 0.5 mol/dm^3

تمرین 3: کدام ترکیب از نظر پیوند یونی، دارای انتقال دو الکترون از فلز به نافلز است؟

A) NaCl B) MgO C) LiF D) KBr

تمرین 4: کدام گزینه، دلیل ناتوانی ترکیب یونی در هدایت برق در حالت جامد است؟

(A) الکترون‌های زیادی دارد

(B) بار یونی خنثی است

(C) یون‌ها در جای خود قفل شده‌اند

(D) بار مثبت بیشتر از بار منفی است

تمرین 5: در واکنش $\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$ ، اگر 0.5 mol آلومینیوم مصرف شود،

الف) چند مول H_2 تولید می‌شود؟

ب) حجم گاز هیدروژن تولیدی چقدر است؟ (در STP)

تمرین 6: در یک محلول، 4 g NaOH ($M_r = 40$) در 250 cm^3 آب حل شده است. غلظت محلول را به mol/dm^3 محاسبه کنید.

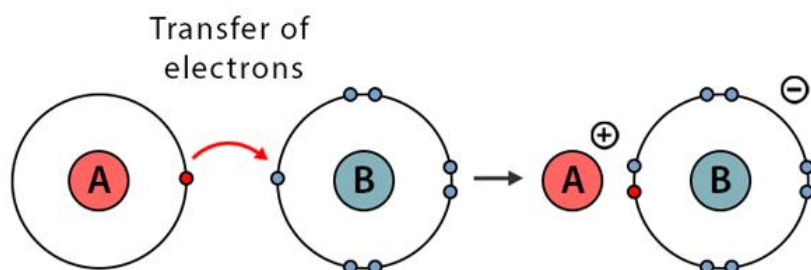
تمرین 7: در یک آزمایش تیتراسیون، 25 cm^3 محلول HCl با غلظت 0.1 mol/dm^3 برای خنثی‌سازی محلول NaOH استفاده شد. غلظت NaOH را محاسبه کنید. (فرض: نسبت 1:1)

تمرین 8: در واکنش $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ ، اگر 2.4 dm^3 گاز هیدروژن تولید شود، چند گرم Zn مصرف شده است؟ ($M_r = 65$)

فصل دوم – بخش دوم

معرفی پیوند یونی و نحوه تشکیل آن

پیوند یونی نوعی پیوند شیمیایی است که از انتقال کامل الکترون از یک اتم به اتم دیگر شکل می گیرد. این نوع پیوند معمولاً بین یک فلز (دهنده الکترون) و یک نافلز (گیرنده الکترون) ایجاد می شود.

Atom 1
(metal)Atom 2
(nonmetal)

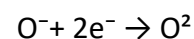
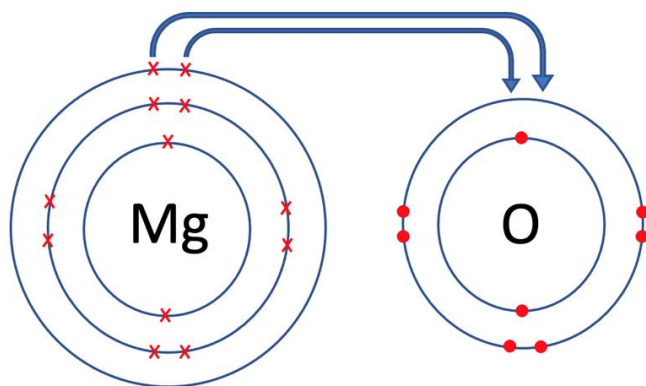
Ionic molecule

مثال : سدیم (Na) با عدد اتمی ۱۱ آرایش الکترونی ۲,۸,۱ دارد. این یک الکترون آخر را از دست می دهد و به Na^+ تبدیل می شود. کلر (Cl) با عدد اتمی ۱۷ آرایش ۲,۸,۷ دارد و با گرفتن یک الکترون به Cl^- تبدیل می شود. واکنش تشکیل نمک: $\text{Na} + \text{Cl} \rightarrow \text{NaCl}$ در این واکنش، $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaCl}$ یک ترکیب یونی است که از پیوند بین یون های Na^+ و Cl^- ساخته شده است.

بررسی پیوند یونی در منیزیم اکسید (MgO) و دیگرام الکترونی

در ترکیباتی مانند MgO، انتقال دو الکترون رخ می دهد. منیزیم (Mg) دارای آرایش ۲,۸,۲ بوده و هر دو الکترون لایه خارجی خود را از دست می دهد تا به یون Mg^{+2} تبدیل شود. اکسیژن با آرایش ۲,۶ دو الکترون می گیرد تا به یون O^{2-} تبدیل شود. در ترکیب MgO، هر یون با آرایش مشابه گازهای نجیب پایدار می شود.

مثال:

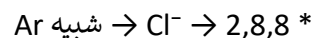


در دیگرام الکترونی، باید تعداد الکترون های لایه خارجی پیش و پس از انتقال، با دقت نشان داده شوند. این نوع نمودارها به فهم انتقال دقیق الکترون و بارهای حاصل کمک زیادی می کنند.

نقش پیکربندی گازهای نجیب در پایداری پیوند یونی

هدف نهایی اتم ها در هنگام پیوند، رسیدن به آرایش الکترونی پایدار مانند گازهای نجیب است. گازهای نجیب دارای لایه ظرفیت کامل هستند (مثل Ne با آرایش ۲,۸)، و واکنش پذیری بسیار کمی دارند.

وقتی اتم هایی مانند Na یا Cl درگیر پیوند یونی می شوند، بعد از تبادل الکترون، آرایش الکترونی آن ها شبیه به گازهای نجیب می شود:



این تمایل به پایداری انرژی، عامل اصلی تشکیل پیوند یونی است.

مثال: Al (عدد اتمی ۱۳) $\rightarrow$ از دست دادن سه الکترون $\rightarrow \text{Al}^{+3} \rightarrow$ آرایش 2,8

N (عدد اتمی ۷) $\rightarrow$ گرفتن سه الکترون $\rightarrow \text{N}^{3-} \rightarrow$ آرایش 2,8

$\rightarrow$ ترکیب AlN با پیوند یونی پایدار تشکیل می‌شود.

بررسی ترکیبات یونی دیگر (LiF، CaCl₂) و مرور فصل قبل

در ادامه، باید مثال‌های متنوع‌تری از ترکیبات یونی بررسی شوند تا الگوی کلی بهتر در ذهن تثبیت شود:

مثال ۱: لیتیوم فلوراید (LiF)

مثال ۲: کلسیم کلرید (CaCl₂)

* Li: آرایش 2,1 $\rightarrow$ از دست دادن $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+$

* Ca: آرایش 2,8,8,2 $\rightarrow$ از دست دادن $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+}$

* F: آرایش 2,7 $\rightarrow$ گرفتن $\text{F} \rightarrow \text{F}^-$

* Cl: آرایش 2,8,7 $\rightarrow$ گرفتن $\text{Cl} \rightarrow \text{Cl}^-$

$\rightarrow$ فرمول ترکیب: LiF

$\rightarrow$ چون Ca^{2+} به دو Cl^- نیاز دارد، فرمول: CaCl₂

استنباط فرمول ترکیبات یونی از روی بار یونها

برای نوشتن فرمول صحیح یک ترکیب یونی، مهم‌ترین اصل این است که بار کل یون‌های مثبت و منفی باید یکدیگر را خنثی کنند؛ یعنی مجموع بارها باید صفر باشد.

مراحل اصولی:

1. نوشتن بار هر یون (مثلاً: Al^{3+} ، Cl^- ، SO_4^{2-})

2. استفاده از کم‌ترین نسبت صحیح یونها برای ایجاد تعادل بار

3. اگر از یون‌های چنداتی (مثل OH^- ، SO_4^{2-} ، NO_3^-) استفاده می‌شود، آن‌ها را در پرانتز قرار دهید در صورتی که بیش از یکی از آن یون وجود دارد.

مثال ۱: آلومینیوم کلرید

مثال ۲: کلسیم فسفات

* یونها: Al^{+3} و Cl^-

* یونها: Ca^{+2} و PO_4^{3-}

* برای خنثی‌سازی بار $+3$ ، به سه یون Cl^- نیاز داریم.

* کمترین مضرب مشترک بار: ۶

بنابراین فرمول ترکیب: AlCl_3

* برای رسیدن به تعادل: $3 \times \text{Ca}^{+2}$ و $2 \times \text{PO}_4^{3-}$

بنابراین فرمول ترکیب: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

این مهارت برای درک ترکیب‌های یونی پیچیده‌تر، مانند NH_4NO_3 یا $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ نیز ضروری است.

ساختار بلوری ترکیبات یونی (Giant Ionic Lattice)

در ترکیبات یونی، یون‌ها در یک ساختار سه‌بعدی منظم به نام شبکه یونی عظیم (giant lattice) قرار می‌گیرند. این شبکه از میلیاردها یون مثبت و منفی تشکیل شده که با نیروی جاذبه الکترواستاتیکی بسیار قوی به هم متصل هستند.

ویژگی‌های ساختار بلوری:

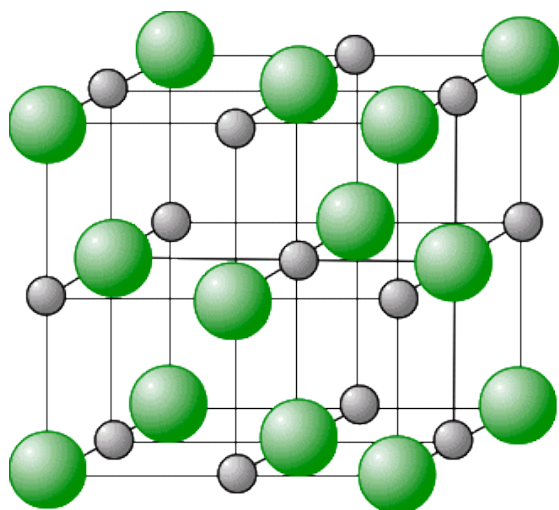
* تکرار شونده منظم: باعث نظم در تمام ساختار ماده می‌شود

* نیروهای بسیار قوی بین یون‌ها: نیازمند انرژی زیاد برای شکستن

* شکل بلور: معمولاً مکعبی با لبه‌های مستقیم و تخت

مثال آموزشی:

در ساختار NaCl:



* هر یون Na^+ توسط شش یون Cl^- احاطه شده

* هر یون Cl^- نیز با شش یون Na^+ در تماس است

* نیروهای جاذبه در تمام جهات سه‌بعدی گسترش یافته‌اند

ساختار مشابه در MgO ، KBr و نیز دیده می‌شود، ولی ترتیب قرارگیری و فاصله یون‌ها بستگی به اندازه آن‌ها دارد.

خواص فیزیکی ترکیبات یونی

خواص فیزیکی ترکیبات یونی به طور مستقیم از ساختار بلوری منظم و نیروهای یونی قوی آن‌ها ناشی می‌شود.

خواص اصلی:

1. نقطه ذوب و جوش بالا: چون شکستن نیروهای یونی انرژی زیادی می‌طلبد

2. سختی و شکنندگی: ساختار شبکه‌ای منظم، در برابر ضربه شکننده است

* هنگام ضربه، لایه‌های یونی روی هم می‌لغزند و یون‌های هم‌نام به هم می‌رسند → دافعه شدید → شکست

3. انحلال‌پذیری در آب: اکثر ترکیبات یونی مانند NaCl ، KNO_3 ، BaCl_2 در آب به خوبی حل می‌شوند

4. بلورهای شفاف: بلورهای یونی معمولاً شفاف و بی‌رنگ هستند مگر آنکه یون‌های فلزی رنگی (مانند Cu^{2+}) در آن‌ها باشد

مثال:

* NaCl نقطه ذوب حدود 800°C درجه سانتی‌گراد دارد

* MgO دارای یون‌هایی با بار دو برابر (Mg^{2+} و O^{2-}) است و نقطه ذوب آن حدود 2850°C درجه سانتی‌گراد است

نتیجه: هرچه بار یونها بیشتر باشد، پیوند یونی قوی تر و خواص فیزیکی شدیدتر خواهد بود.

هدایت الکتریکی ترکیبات یونی در حالات مختلف

یکی از ویژگی های مهم ترکیبات یونی، هدایت جریان برق در شرایط خاص است. یونها فقط زمانی می توانند برق را منتقل کنند که آزادانه حرکت کنند.

حالت	هدایت الکتریکی	دلیل
جامد (solid)	✗ ندارد	یونها ثابت و در موقعیت شبکه قفل شده اند
مذاب (molten)	دارد	یونها آزادانه در فاز مایع حرکت می کنند
محلول در آب (aqueous)	دارد	یونها در آب جدا شده اند و می توانند جریان برق را حمل کنند

مثال: NaCl:

* در حالت جامد، هیچ الکترونی برای حرکت وجود ندارد → نارسا

* در حالت محلول: $\text{NaCl (aq)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{(aq)} + \text{Cl}^- \text{(aq)}$

→ محلول به خوبی جریان الکتریسیته را منتقل می کند

در فرآیندهای صنعتی مانند الکترولیز NaCl مذاب یا الکترولیز آب شور، این ویژگی ها برای تجزیه مواد به عناصر سازنده استفاده می شوند.

تمرینات مروری مباحث بخش دوم فصل دوم

تمرین 1:

کدام گزینه بهترین تعریف برای پیوند یونی است؟

(A) اشتراک گذاری الکترون بین دو فلز

(B) انتقال الکترون از نافلز به فلز

(C) انتقال الکترون از فلز به نافلز و ایجاد نیروی جاذبه بین یونها

(D) تقسیم مساوی بارهای مثبت بین دو اتم

تمرین 2:

در ترکیب MgO، فلز منبزم چند الکترون از دست می دهد و نافلز اکسیژن چند الکترون می گیرد؟

A) 1 و 1 B) 2 و 2 C) 1 و 2 D) 2 و 1

تمرین 3:

چرا ترکیبات یونی مانند NaCl در حالت مذاب رسانای برق هستند اما در حالت جامد نه؟

(A) زیرا در حالت جامد بار ندارند

(B) زیرا یون‌ها در جامد آزاد نیستند

(C) زیرا الکترون ندارند

(D) زیرا در حالت جامد مولکول تشکیل می‌دهند

تمرین 4:

کدام ویژگی از ترکیبات یونی به دلیل ساختار شبکه‌ای سه‌بعدی است؟

(A) رسانایی بالا در جامد (B) نقطه ذوب پایین

(C) سختی و شکنندگی بالا (D) خاصیت اسیدی شدید

تمرین 5:

نحوه تشکیل ترکیب یونی CaCl_2 را با ذکر آرایش الکترونی و انتقال الکترون‌ها توضیح دهید.

تمرین 6:

دو خاصیت فیزیکی مهم ترکیبات یونی را نام ببرید و برای هرکدام دلیل علمی ارائه کنید.

تمرین 7:

ترکیب یونی بین آلومینیوم (Al) و اکسیژن (O) را بنویسید. نوع یون‌ها و نسبت یون‌ها در فرمول را توضیح دهید.

تمرین 8:

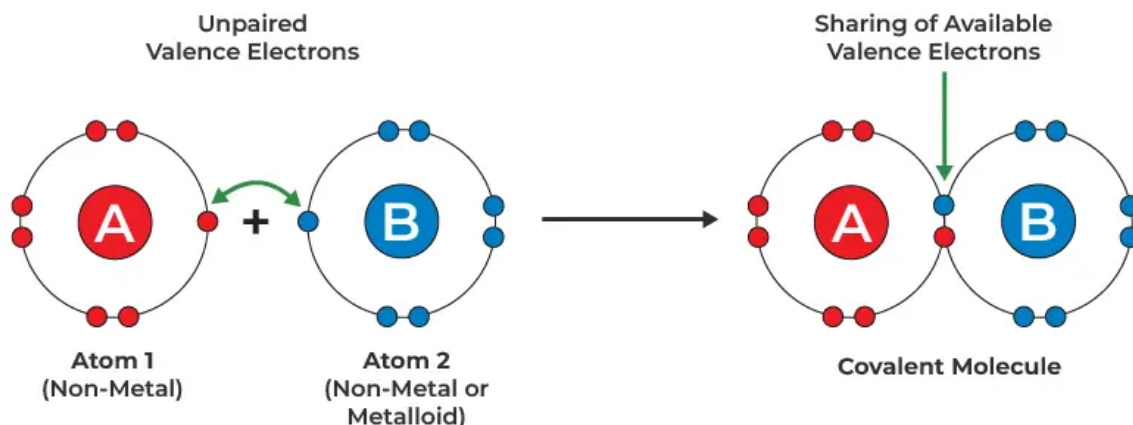
چرا ساختار ترکیب یونی مانند NaCl، در برابر فشار مقاوم است ولی شکننده نیز هست

فصل سوم - بخش اول

معرفی پیوند کووالانسی و مقایسه با ساختار گازهای نجیب

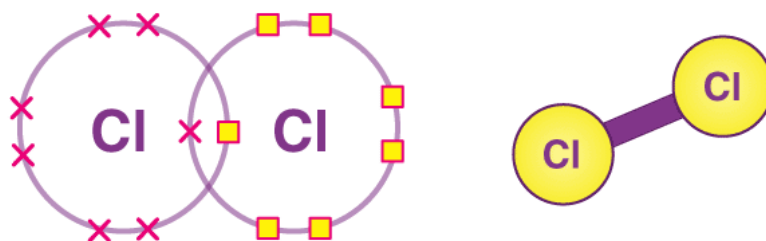
پیوند کووالانسی زمانی به وجود می آید که دو نافلز برای دستیابی به آرایش پایداری، الکترون‌های خود را به اشتراک می گذارند. برخلاف پیوند یونی که در آن الکترون‌ها انتقال می یابند، در پیوند کووالانسی هیچ یون واقعی تشکیل نمی شود، بلکه اتم‌ها یک یا چند جفت الکترون را با هم شریک می شوند.

Covalent Bond



گازهای نجیب مانند Ne و Ar دارای آرایش پایداری و کامل هستند (مثلاً Ne: 2,8). سایر اتم‌ها سعی می کنند از طریق پیوند کووالانسی به چنین آرایشی برسند.

مثال : مولکول کلر (Cl_2)

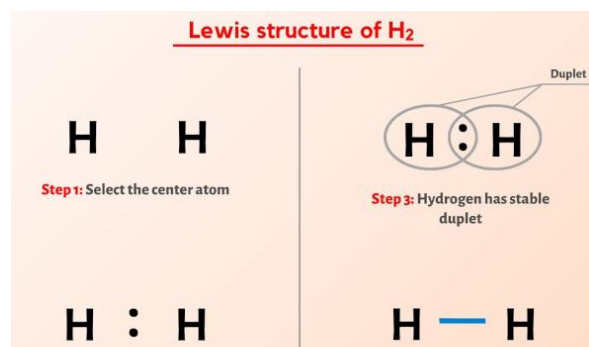


هر اتم کلر دارای ۷ الکترون در لایه آخر است (2,8,7). با اشتراک گذاری یک جفت الکترون، هر دو به آرایش 2,8,8 می رسند.

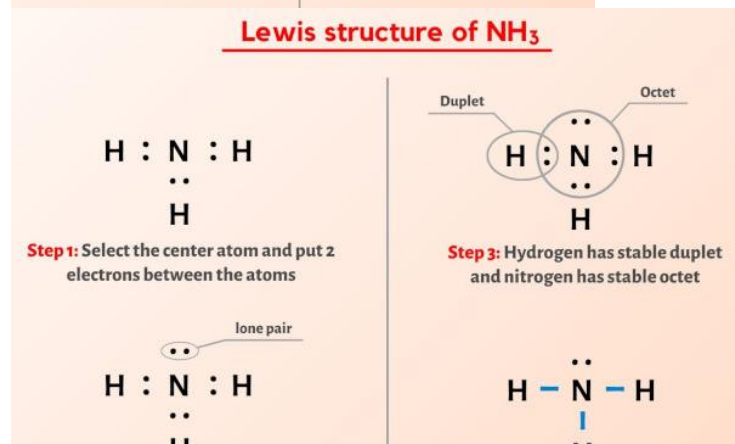
تشکیل مولکول‌های ساده با پیوند یگانه

پیوند یگانه (Single bond) به حالتی گفته می شود که یک جفت الکترون بین دو اتم به اشتراک گذاشته می شود. این نوع پیوند در بسیاری از مولکول‌های روزمره یافت می شود.

مثال‌های آموزشی:

1. هیدروژن (H_2):

هر اتم H فقط یک الکترون دارد ← با اشتراک یک جفت ← مولکول H_2

2. آمونیاک (NH_3):

* نیتروژن: 5 الکترون در لایه آخر

* هیدروژن: 1 الکترون

نیتروژن با ۳ اتم H، سه پیوند کووالانسی تشکیل می‌دهد

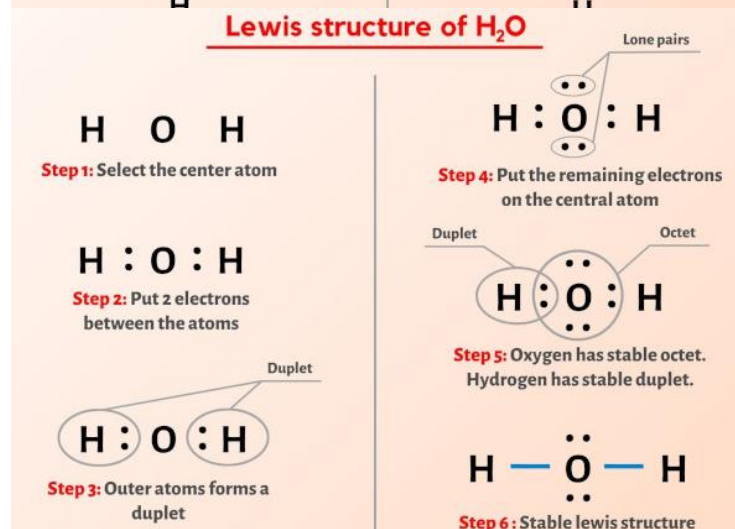
نمودار لوئیس:

3. آب (H_2O):

* اکسیژن: 6 الکترون در لایه آخر

* تشکیل دو پیوند با H

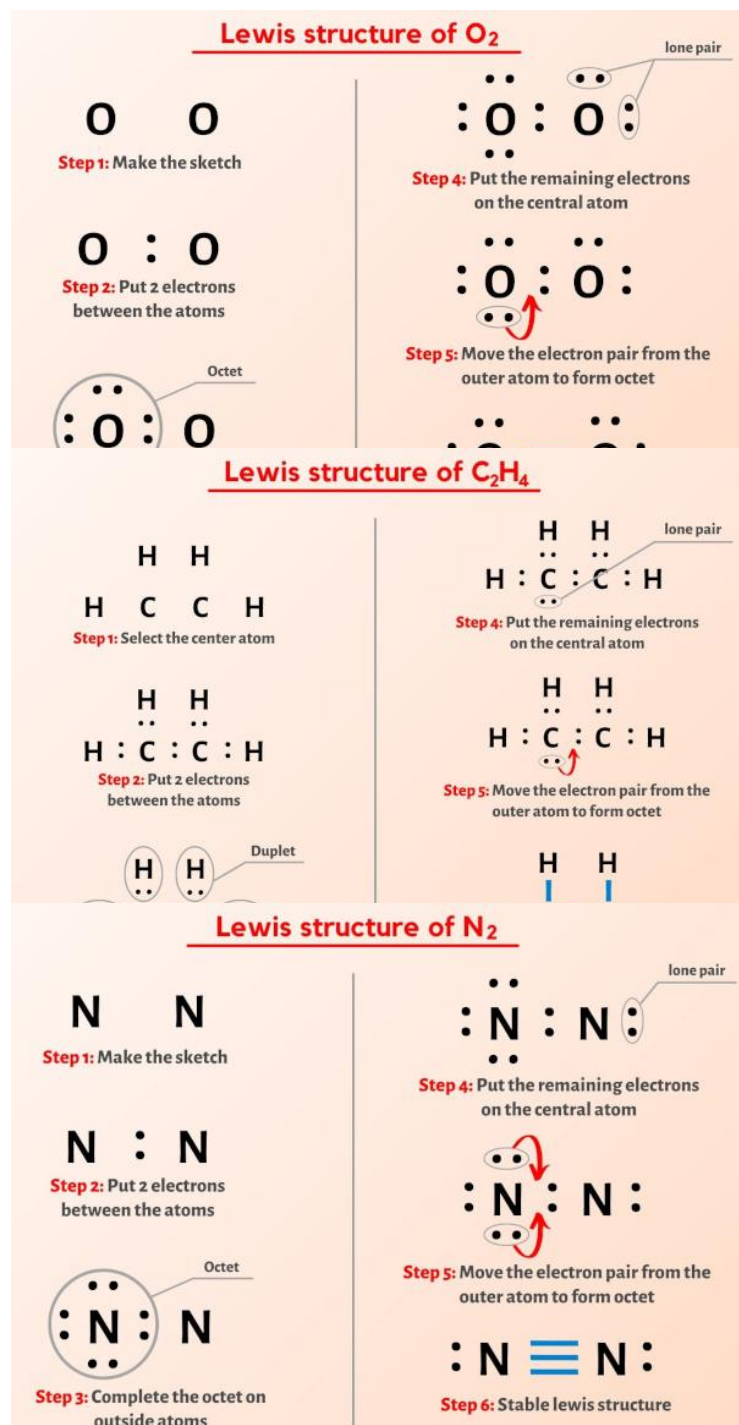
نمودار لوئیس:



این پیوندها همگی پیوندهای یگانه هستند و بر اساس اشتراک الکترونی به وجود آمده‌اند.

پیوندهای کووالانسی چندگانه و مولکول‌های آلی

اگر دو یا سه جفت الکترون بین دو اتم به اشتراک گذاشته شوند، به ترتیب پیوند دوگانه (Double) یا سه‌گانه (Triple) تشکیل می‌شود.



مثال‌های آموزشی:

1. مولکول اکسیژن (O₂):

* هر اتم اکسیژن: 6 الکترون در لایه آخر

* هر کدام دو الکترون به اشتراک می‌گذارند ← پیوند دوگانه

نمودار لوئیس:

2. مولکول اتن (C₂H₄):

* دو اتم کربن با پیوند دوگانه به هم متصل‌اند

* هر C با دو H نیز پیوند یگانه دارد

نمودار لوئیس:

3. مولکول نیتروژن (N₂):

* هر N دارای 5 الکترون در لایه آخر

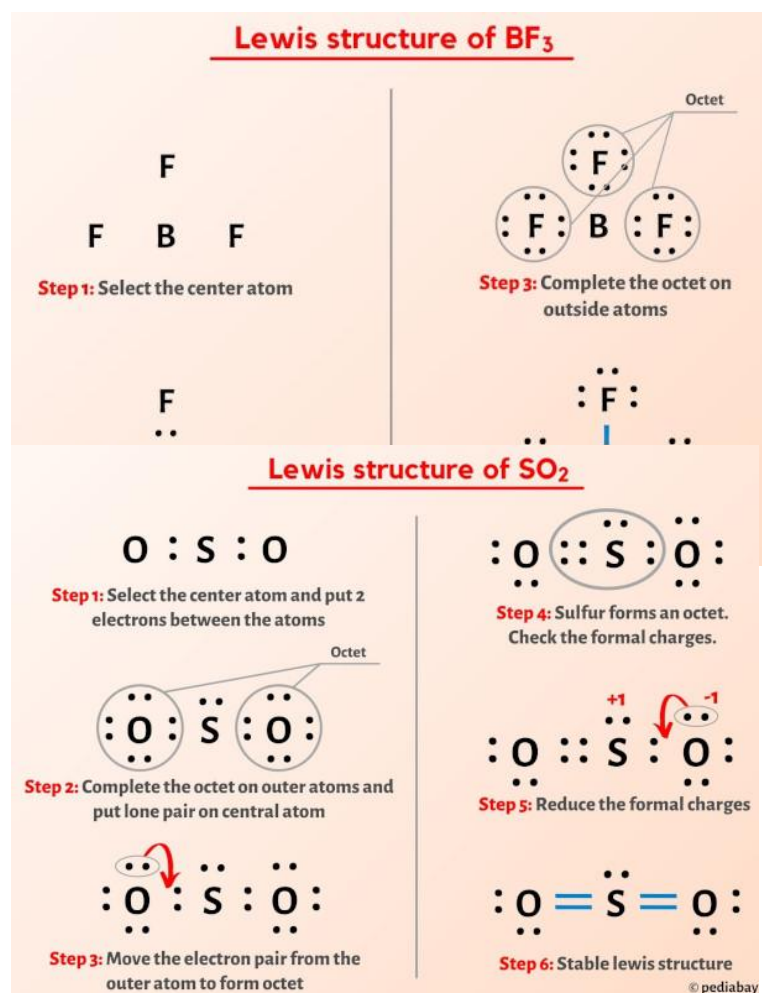
* برای رسیدن به آرایش پایدار، سه جفت الکترون را به اشتراک می‌گذارند → پیوند سه‌گانه

نمودار لوئیس:

پیوندهای چندگانه قوی‌ترند اما در عین حال انعطاف‌پذیری کمتری دارند.

ساختارهای استثنایی در پیوند کووالانسی

در بعضی مولکول‌ها، قوانین عمومی پیوند کووالانسی به‌طور کامل رعایت نمی‌شود. این موارد استثنا هستند و معمولاً به‌دلیل خاص بودن تعداد الکترون‌ها یا موقعیت اتم در جدول تناوبی رخ می‌دهند.



مثال‌های آموزشی:

1. BF_3 (بور تری‌فلوراید):

* بور فقط ۳ الکترون ظرفیت دارد

* با سه اتم F، سه پیوند یگانه تشکیل می‌دهد

* ولی به آرایش کامل ۸ الکترونی نمی‌رسد ← پایدار است ولی "ناقص"

نمودار لوئیس:

2. SO_2 (دی‌اکسید گوگرد):

* ترکیبی از پیوندهای یگانه و دوگانه

* ساختار رزونانسی دارد

این ساختارها به درک عمیق‌تری از پیوندهای کووالانسی و انعطاف‌پذیری آنها در شیمی واقعی کمک می‌کنند.

نمودار لوئیس:

ساختارهای هندسی ساده مولکول‌های کووالانسی

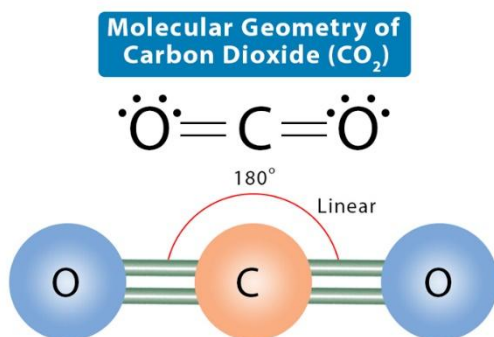
مولکول‌های دارای پیوند کووالانسی، بسته به تعداد پیوندها و جفت‌های ناپیوندی، شکل‌های فضایی مختلفی به خود می‌گیرند. این اشکال بر اساس نظریه دافعه زوج‌های الکترونی لایه ظرفیت (VSEPR) قابل پیش‌بینی هستند.

اشکال رایج و مثال‌ها:

1. خطی (linear): زاویه 180° درجه

* مثال: CO_2

* ساختار: $\text{O}=\text{C}=\text{O}$



2. خمیده (bent): زاویه حدود ۱۰۴/۵ درجه

* مثال: H_2O

* به دلیل دو جفت ناپیوندی روی O

3. هرم مثلثی (pyramidal): زاویه حدود ۱۰۷ درجه

* مثال: NH_3

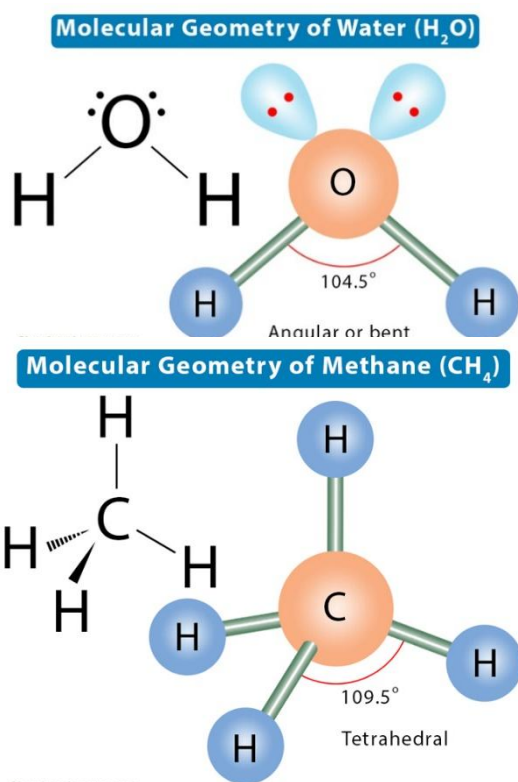
* نیتروژن یک جفت ناپیوندی دارد

4. چهاروجهی (tetrahedral): زاویه ۱۰۹/۵ درجه

* مثال: CH_4

* چهار پیوند یگانه با توزیع یکنواخت

درک این ساختارها به تجسم سه بعدی نیاز دارد؛ پیشنهاد می‌شود از مدل‌های مولکولی یا نرم‌افزارهای شبیه‌سازی ساده استفاده شود.



رابطه کتله مولکولی نسبی با نقطه ذوب و جوش

ترکیبات کووالانسی ساده (مانند H_2O ، CO_2 ، NH_3) معمولاً دارای نقاط ذوب و جوش پایین‌تری نسبت به ترکیبات یونی هستند. دلیل آن، تفاوت در نوع نیروهای بین ذره‌ای است.

نکات کلیدی:

* در ترکیبات کووالانسی ساده، نیروهای بین مولکولی (بین مولکول‌ها) ضعیف‌تر از نیروهای بین یون‌ها در ساختار یونی است.

* هرچه Mr (کتله مولکولی نسبی) بالاتر باشد، معمولاً نیروی بین مولکولی بیشتر و نقطه ذوب/جوش بالاتر خواهد بود.

مثال آموزشی:

1. $CH_4 \rightarrow Mr = 16$ → نقطه جوش پایین (گاز در دمای اتاق)

2. $C_2H_6 \rightarrow Mr = 30$ → نقطه جوش بالاتر نسبت به CH_4

3. $C_8H_{18} \rightarrow Mr = 114$ → مایع در دمای اتاق (مثل بنزین)

نتیجه: مولکول‌های بزرگ‌تر با سطح تماس بیشتر، دارای نیروهای واندروالس قوی‌تر هستند.

مقایسه خواص فیزیکی ترکیبات کووالانسی و یونی

ویژگی	ترکیبات کووالانسی ساده	ترکیبات یونی
نقطه ذوب و جوش	پایین	بالا
انحلال پذیری در آب	گاهی محلول (بسته به قطبیت)	معمولاً محلول
هدایت الکتریکی	معمولاً نارسانا	رسانا در محلول یا حالت مذاب
حالت فیزیکی در دمای اتاق	اغلب گاز یا مایع	اغلب جامد بلوری

مثال های آموزشی:

* HCl (گاز کووالانسی): در آب حل شده و یونیزه می شود → رسانای برق

* CCl₄ (مایع غیرقطبی): در آب حل نمی شود و هدایت ندارد

* NaCl (ترکیب یونی): جامد نارسانا، محلول آن رساناست

نتیجه: نوع پیوند و ساختار تعیین کننده رفتار فیزیکی ماده است.

مرور، جمع بندی و تمرین ساختارهای مولکولی

در این مبحث، تمرکز بر مرور مفاهیم کلیدی فصل ۸، همراه با تحلیل ساختار مولکول ها، مقایسه خواص، و تقویت درک سه بعدی خواهد بود.

مهارت هایی که باید تمرین شوند:

1. تشخیص نوع پیوند و شکل هندسی مولکول

2. تحلیل رابطه کتله مولکولی با نقطه جوش

3. مقایسه دقیق ترکیبات یونی و کووالانسی

4. تجسم مولکول های پیچیده تر مانند NH₄⁺ یا SO₂

مثال آموزشی ترکیبی:

دانش آموز باید بتواند برای مولکول CH₃Cl:

* شکل هندسی (چهاروجهی)

* نوع پیوندها (کووالانسی قطبی)

* خاصیت فیزیکی (مایع با نقطه جوش نسبتاً بالا)

* رفتار در آب (حل پذیری نسبی) را تحلیل کند.

تمرینات مروری مباحث بخش اول فصل سوم

۱. کدام گزینه درباره پیوند کووالانسی صحیح است؟

- (A) الکترون‌ها بین اتم‌ها منتقل می‌شوند (B) فقط بین فلز و نافلز تشکیل می‌شود
(C) از اشتراک گذاری الکترون بین نافلزها ایجاد می‌شود (D) شامل یون‌های مثبت و منفی است

۲. در مولکول H_2O ، شکل هندسی مولکول چگونه است؟

- (A) خطی (B) خمیده (C) چهاروجهی (D) مسطح مثلثی

۳. کدام ترکیب کووالانسی ساده در دمای اتاق گاز است؟

- A) CH_3OH B) H_2O C) CO_2 D) $C_6H_{12}O_6$

۴. ترکیب CH_4 دارای چه نوع پیوندهایی است؟

- (A) کووالانسی دوگانه (B) کووالانسی یگانه (C) یونی (D) فلزی

۵. فرمول ساختاری و شکل هندسی مولکول NH_3 را رسم کن و توضیح بده چرا این شکل تشکیل می‌شود.

(توضیح شامل جفت الکترون ناپیوندی، زاویه پیوند، شکل هرم مانند)

۶. ساختار لوپس مولکول CO_2 را رسم کن. چرا این مولکول قطبی نیست با وجود پیوندهای قطبی؟

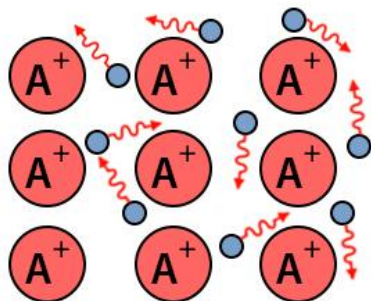
(بحث درباره تقارن خطی و خنثی شدن دوقطبی‌ها)

۷. کتله مولکولی نسبی (Mr) دو ترکیب CH_4 و C_2H_6 را محاسبه کن و توضیح بده چرا دمای جوش C_2H_6 بیشتر از CH_4 است. (توضیح با ارجاع به نیروی بین مولکولی و سطح تماس)

فصل سوم - بخش دوم

ساختار و پیوند فلزی؛ چرا فلزات رسانا هستند؟

پیوند فلزی نوع خاصی از پیوند است که در آن، الکترون‌های لایه ظرفیت فلزات از اتم جدا می‌شوند و درون ساختار بلوری آزادانه حرکت می‌کنند. این وضعیت را "دریای الکترونی" می‌نامند.



ساختار پیوند فلزی:

* یون‌های فلزی مثبت (کاتیون‌ها) در یک شبکه منظم قرار دارند.

* الکترون‌های آزاد (delocalised electrons) بین این یون‌ها حرکت می‌کنند.

* نیروهای جاذبه بین یون‌های مثبت و الکترون‌های منفی باعث استحکام فلز می‌شود.

مثال آموزشی:

در فلز منیزیم (Mg)، هر اتم دو الکترون از دست می‌دهد و به Mg^{2+} تبدیل می‌شود. این الکترون‌ها درون ساختار فلز به شکل آزاد حرکت می‌کنند. به همین دلیل Mg:



به تعداد الکترون‌های آزاد و

* رسانای برق است

* رسانای گرما است

* شکل‌پذیر (malleable) و انعطاف‌پذیر است

نکته مهم:

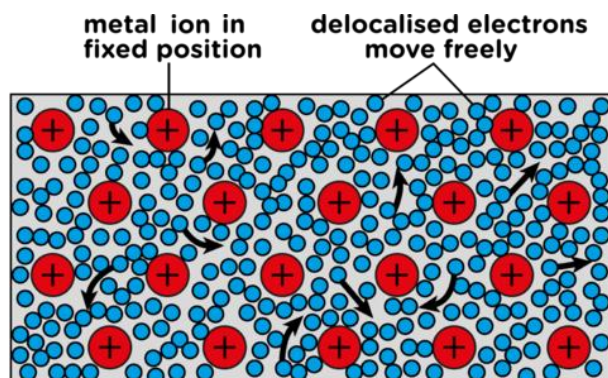
پیوند فلزی در تمام فلزات مشابه است اما قدرت آن اندازه یون‌ها بستگی دارد. مثلاً:

* Na نرم‌تر از Mg است

* زیرا Mg دارای ۲ الکترون آزاد است اما Na فقط یکی دارد

بررسی خواص فیزیکی فلزات بر اساس ساختارشان

خواص ویژه فلزات مستقیماً از ساختار فلزی آن‌ها ناشی می‌شود. شناخت دقیق این خواص برای کاربردهای صنعتی و علمی اهمیت زیادی دارد.



خواص فیزیکی مهم فلزات:

1. رسانایی الکتریکی:

* به دلیل حرکت آسان الکترون‌های آزاد

* حتی در دمای پایین هم برق را منتقل می‌کنند

2. رسانایی گرمایی:

* انرژی گرمایی توسط الکترون‌های آزاد و برخورد یون‌ها منتقل می‌شود

3. شکل‌پذیری (malleability):

* لایه‌های یون‌های مثبت می‌توانند روی هم بلغزند بدون اینکه ساختار بشکند

4. چکش‌خواری (ductility):

* فلزات را می‌توان به سیم تبدیل کرد

5. درخشش سطحی (lustre):

* به دلیل بازتاب نور از سطح یون‌های منظم

مثال‌های کاربردی:



* مس (Cu): رسانای عالی جریان الکتریسیته → استفاده در سیم‌کشی

* آلومینیوم (Al): سبک، مقاوم، و مقاوم در برابر زنگ‌زدگی → استفاده در هواپیما

* آهن (Fe): قوی ولی زنگ می‌زند → استفاده در اسکلت ساختمان‌ها همراه با محافظ

مقدمه‌ای بر الکترولیز؛ چرا مواد الکتریسیته تولید می‌کنند؟

الکترولیز فرآیندی است که طی آن، جریان برق مستقیم (DC) از میان یک ماده یونی عبور می‌کند تا تجزیه شیمیایی اتفاق بیفتد. اما شرط اصلی آن این است که یون‌ها قابلیت حرکت داشته باشند.

مواد چه زمانی الکتریسیته را منتقل می‌کنند؟

* مواد یونی در حالت جامد رسانا نیستند، چون یون‌ها در جای خود قفل هستند

* اما وقتی مذاب یا در محلول آبی باشند ← یون‌ها آزادند و می‌توانند برق را منتقل کنند

مثال آموزشی: NaCl:

* جامد: نارسا

* محلول یا مذاب: رسانای خوب ← چون Na^+ و Cl^- می‌توانند حرکت کنند

نکته مهم در الکترولیز:

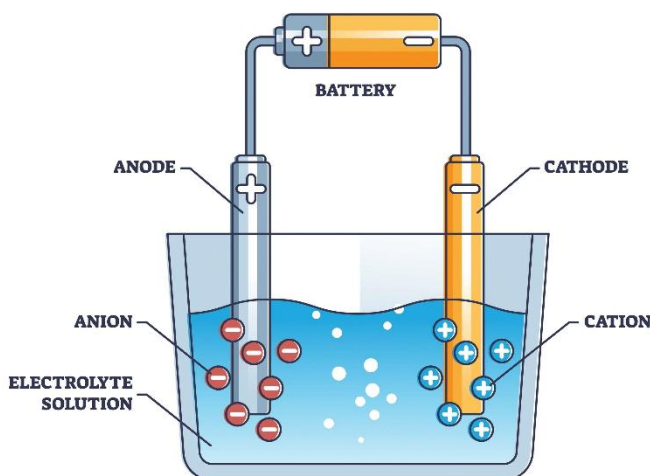
* الکتروود مثبت: آند (anode)

* الکتروود منفی: کاتد (cathode)

* در طی الکترولیز:

* کاتیون‌ها به سمت کاتد می‌روند (کاهش می‌یابند)

* آنیون‌ها به سمت آند می‌روند (اکسید می‌شوند)



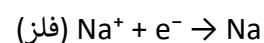
فرآیند الکترولیز در ترکیبات مذاب + واکنش‌های اکسایش و کاهش

در این مرحله از یادگیری، دانش آموز باید مفهوم اکسایش (از دست دادن الکترون) و کاهش (گرفتن الکترون) را در بستر الکترولیز درک کند.

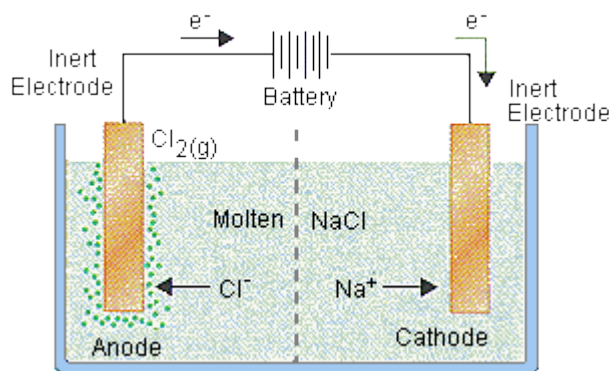
الکترولیز NaCl مذاب:

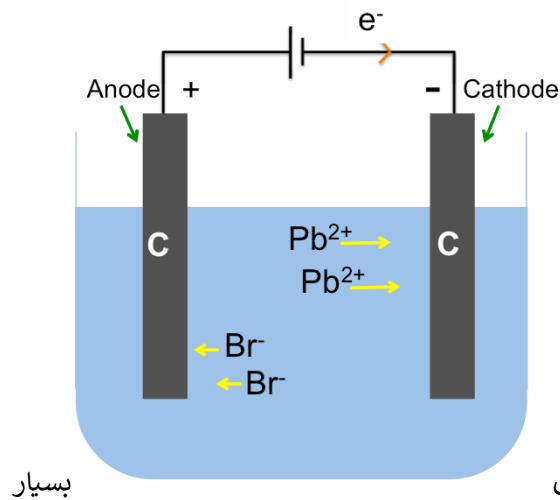
* الکتروودها غیرفعال هستند (گرافیت یا پلاتین)

* واکنش‌ها: کاتد (کاهش):

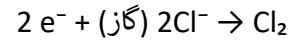


آند (اکسایش):



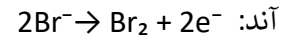
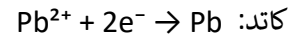


بسیار



← محصولات نهایی: گاز کلر در آند، فلز سدیم در کاتد

مثال دیگر: الکترولیز $PbBr_2$



جمع بندی مفاهیم کلیدی:

* در هر واکنش الکترولیز، همواره یک واکنش اکسایش در آند و یک واکنش کاهش در کاتد اتفاق می افتد

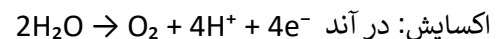
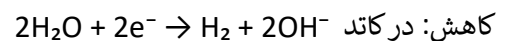
* این پایه مفهومی برای ورود به شیمی الکتروشیمیایی در مراحل بعدی مهم است

درک تفاوت الکترولیز ترکیبات مذاب و محلول های آبی

الکترولیز ترکیبات مذاب فقط شامل دو نوع یون (کاتیون و آنیون) است، اما در محلول های آبی یون های آب نیز وارد واکنش می شوند. بنابراین، در الکترولیز محلول آبی، رقابت بین یون های حل شده و یون های آب برای اکسایش و کاهش اتفاق می افتد.

نکات کلیدی:

آب می تواند تفکیک شود:



در نتیجه: در محلول آبی، باید تشخیص داد آیا یون های محلول فعال ترند یا یون های آب

مثال تحلیلی:

در الکترولیز محلول $NaCl$:

* یون های رقابتی در کاتد: H_2O و Na^+

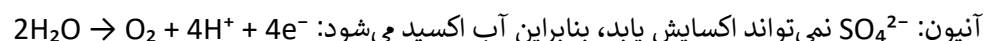
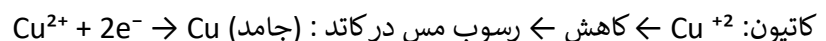
* چون H^+ آسان تر کاهش می یابد ← در کاتد گاز H_2 آزاد می شود

* در آند: Cl^- و H_2O رقابت دارند ← Cl^- آسان تر اکسایش می یابد ← در آند گاز Cl_2 آزاد می شود

واکنش های دقیق در الکترولیز محلول های $NaCl$ ، H_2SO_4 ، $CuSO_4$

برای هر محلول، محصولات آندی و کاتدی با توجه به پتانسیل های الکترودی و نوع الکترود مشخص می شوند.

مورد ۱: الکترولیز محلول $CuSO_4$ با الکترود بی اثر (گرافیت یا پلاتین)



نتیجه: (تصویر صفحه بعد)

* در کاتد: مس رسوب می کند

* در آند: گاز اکسیژن تولید می شود

* محلول، اسیدی تر می شود (تشکیل H^+)

مورد ۲: الکترولیز محلول H_2SO_4

* فقط یون های H^+ ، SO_4^{2-} و آب وجود دارند

* در کاتد: $H^+ \rightarrow H_2$

* در آند: آب $O_2 \rightarrow$

نتیجه:

* گاز هیدروژن در کاتد، گاز اکسیژن در آند

* نسبت حجمی: $H_2:O_2 \approx 2:1$

* یکی از آزمایش های استاندارد برای تهیه H_2 و O_2

مورد ۳: الکترولیز محلول $NaCl$

* در کاتد: H^+ (از آب) کاهش می یابد $\leftarrow H_2$ آزاد

* در آند: Cl^- اکسایش می یابد $\leftarrow Cl_2$ آزاد

نتیجه:

* گاز هیدروژن در کاتد، گاز کلر در آند

* محلول باقی مانده: حاوی $NaOH$

نقش الکترودهای بی اثر و انتخاب محصولات در الکترولیز

در الکترولیز، نوع الکترود تأثیر مهمی بر فرآیند ندارد، مگر آن که الکترود فعال باشد (مثل مس در تصفیه مس).

در این درس فقط از الکترود بی اثر (گرافیت یا پلاتین) استفاده می شود.

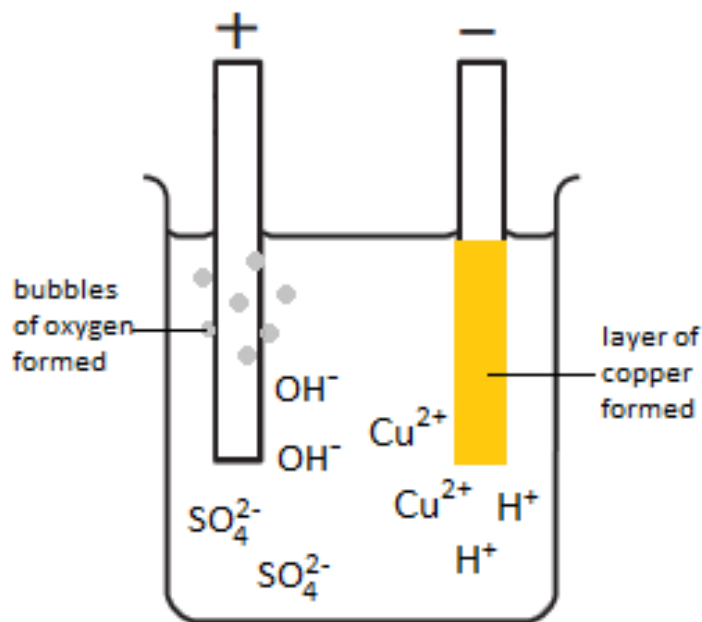
اهمیت الکترود بی اثر:

* در واکنش شرکت نمی کند

* فقط الکترون رد و بدل می کند

* اجازه می دهد واکنش ها بر اساس پتانسیل یونی و محلول رخ دهد

جدول انتخاب محصول در الکترولیز محلول آبی:



تمرینات مروری مباحث فصل سوم بخش دوم

1. در الکترولیز محلول CuSO_4 با الکتروده بکار، در آند چه گازی تولید می‌شود؟
(A) گاز هیدروژن (B) گاز اکسیژن (C) گاز کلر (D) تولیدی ندارد
2. کدام گزینه درباره خواص فلزات صحیح نیست؟
(A) رسانای گرما هستند (B) چکش‌خوار و شکل‌پذیرند (C) الکترون‌های آزاد ندارند (D) دارای درخشش سطحی‌اند
3. در کاتد چه اتفاقی می‌افتد؟

H ¹
Li ³
Na ¹¹
K ¹⁹
Rb ³⁷
Cs ⁵⁵
Fr ⁸⁷

Group 1A

- (A) یون منفی الکترون از دست می‌دهد (B) یون مثبت الکترون می‌گیرد
- (C) تولید گاز اکسیژن انجام می‌شود (D) واکنش اکسایش انجام می‌شود
4. در الکترولیز محلول NaCl با گرافیت، محصول نهایی در محلول چیست؟
(A) اسید کلریدریک (B) نمک طعام (C) سود سوزآور (NaOH) (D) نیترات سدیم
5. واکنش‌های الکترولیز محلول CuSO_4 با الکتروده گرافیتی را بنویس و نتیجه حاصل در آند، کاتد و محلول را توضیح بده. (نکات: رسوب مس - تولید گاز اکسیژن - افزایش H^+ در محلول)
6. ساختار لوویس مولکول CO_2 را رسم کن. چرا این مولکول قطبی نیست با وجود پیوندهای قطبی؟
- (بحث درباره تقارن خطی و خنثی شدن دوقطبی‌ها)
7. در الکترولیز محلول NaCl ، گاز هیدروژن و گاز کلر تولید می‌شود. معادلات را بنویس و نشان بده کدام یون کاهش و کدام اکسایش یافته. (نکته: H^+ در کاتد $\rightarrow$ کاهش، Cl^- در آند $\rightarrow$ اکسایش)
8. چه عواملی باعث می‌شود فلزات رسانای خوبی برای جریان برق باشند؟ نقش ساختار فلزی و الکترون آزاد را تحلیل کن. (تحلیل علمی و مفهومی ساختار بلوری و الکترون‌های متحرک)

فصل سوم - بخش سوم

موقعیت و ویژگی‌های کلی عناصر گروه ۱

فلزات قلیایی شامل عناصری از گروه اول جدول تناوبی هستند:

لیتیم (Li)، سدیم (Na)، پتاسیم (K)، روبیدیم (Rb)، سزیم (Cs)، فرانسیم (Fr)

همه این عناصر تنها یک الکترون در لایه ظرفیت خود دارند و به همین دلیل، تمایل زیادی به از دست دادن آن الکترون و تبدیل شدن به یون مثبت دارند. ویژگی‌های کلی آن‌ها عبارت‌اند از:

* چگالی پایین (برخی حتی از آب سبک‌ترند)

* نرم هستند و با چاقو بریده می‌شوند

* دارای درخشش فلزی اما به سرعت در هوا کدر می‌شوند

*بسیار واکنش پذیر به ویژه با آب و اکسیژن

از آنجایی که این فلزات بسیار فعال هستند، همیشه به صورت ترکیب در طبیعت یافت می شوند، نه به صورت خالص.

مثال مفهومی:

چرا عناصر گروه ۱ در طبیعت به صورت فلز خالص یافت نمی شوند؟

چون به دلیل داشتن تنها یک الکترون ظرفیت، بسیار ناپایدار و واکنش پذیرند. در تماس با هوا یا آب به سرعت واکنش می دهند و ترکیب می سازند.

بررسی خواص فیزیکی و روش های ذخیره سازی ایمن

از ویژگی های فیزیکی مهم فلزات قلیایی می توان به موارد زیر اشاره کرد:

* نقطه ذوب پایین

* چگالی کم

* بافت نرم

* رنگ نقره ای-خاکستری در حالت تازه بریده شده

* واکنش سریع با هوا

این فلزات در تماس با اکسیژن هوا اکسید می شوند و رنگ سطح آن ها تغییر می کند (تشکیل لایه اکسید). به همین دلیل، برای جلوگیری از این واکنش ها باید با دقت نگهداری شوند.

نکات ایمنی ذخیره سازی:

* در روغن پارافین یا نفت سفید نگهداری شوند تا با هوا یا رطوبت تماس نداشته باشند

* هرگز با دست خیس لمس نشوند

* در ظروف مخصوص فلزی با درپوش محکم قرار گیرند

* هنگام کار با آن ها از عینک ایمنی استفاده شود

مثال مفهومی:

چرا سدیم را در نفت نگهداری می کنند؟

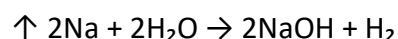
چون نفت مانع از تماس سدیم با رطوبت و اکسیژن موجود در هوا می شود، بنابراین از واکنش خطرناک آن جلوگیری می کند.

واکنش فلزات قلیایی با آب و افزایش واکنش پذیری در گروه

واکنش فلزات قلیایی با آب شدید و همراه با تولید گاز هیدروژن و محلولی قلیایی از نوع هیدروکسید فلز مربوطه است. به عنوان مثال:



واکنش سدیم با آب: (تصویر رو به رو)



واکنش‌ها از بالا به پایین گروه شدیدتر می‌شوند. به‌عنوان نمونه، لیتیم آرام با آب واکنش می‌دهد، در حالی که پتاسیم به‌شدت واکنش می‌دهد و حتی شعله بنفش تولید می‌کند.

مثال عددی:

اگر 2 مول پتاسیم با آب واکنش دهد، چند مول گاز هیدروژن تولید می‌شود؟



بنابراین از 2 مول K، دقیقاً 1 مول H_2 تولید می‌شود.

پاسخ: 1 mol H_2

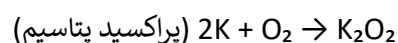
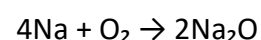
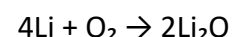
مثال مفهومی:

چرا واکنش پتاسیم با آب شدیدتر از سدیم است؟

زیرا اندازه اتمی بزرگ‌تر است، الکترون ظرفیت دورتر از هسته قرار دارد، نیروی نگه‌دارنده کمتر است، پس الکترون راحت‌تر از دست می‌رود ← واکنش‌پذیری بیشتر.

برهم‌کنش با اکسیژن و ترکیبات رایج گروه ۱

فلزات قلیایی در مجاورت هوا به‌راحتی با اکسیژن ترکیب می‌شوند و اکسیدهای فلزی تشکیل می‌دهند. مثلاً:



نوع ترکیب تولیدی ممکن است بسته به فلز متفاوت باشد (اکسید ساده یا پراکسید).

ترکیبات رایج فلزات قلیایی:

* NaCl (نمک طعام): کاربرد در صنایع غذایی و شیمیایی

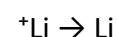
* KOH (پتاس): باز قوی، مورد استفاده در ساخت صابون

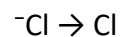
* NaHCO_3 (جوش شیرین): در صنایع غذایی و دارویی

* Li_2CO_3 : در ساخت باتری‌های لیتیومی

مثال ترکیبی:

فرمول ترکیب یونی بین لیتیم و کلر چیست؟





ترکیب: LiCl

تمرینات مروری مباحث فصل سوم بخش سوم

1. چرا فلزات قلیایی در طبیعت به صورت فلز خالص یافت نمی‌شوند؟

(A) به دلیل چگالی پایین (B) به دلیل واکنش‌پذیری زیاد با آب و اکسیژن

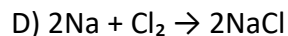
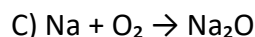
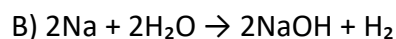
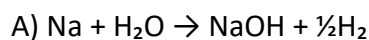
(C) به دلیل نقطه ذوب پایین (D) چون به صورت مایع هستند

2. کدام ویژگی به فلزات قلیایی تعلق ندارد؟

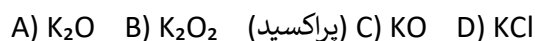
(A) نرم بودن و برش آسان با چاقو (B) واکنش سریع با آب

(C) داشتن الکترون ظرفیت زیاد (D) درخشش فلزی در حالت تازه بریده‌شده

3. کدام معادله واکنش صحیح برای سدیم با آب است؟



4. پتاسیم با اکسیژن چه ترکیبی تولید می‌کند؟



5. توضیح دهید چرا واکنش‌پذیری فلزات قلیایی از لیتیم به سمت فرانسیم افزایش می‌یابد.

6. نحوه نگهداری ایمن سدیم را توضیح دهید و دلیل علمی آن را بیان کنید.

7. اگر 4 مول لیتیم با اکسیژن واکنش دهد، چند مول اکسید لیتیم (Li_2O) تولید می‌شود؟ معادله واکنش را بنویسید.

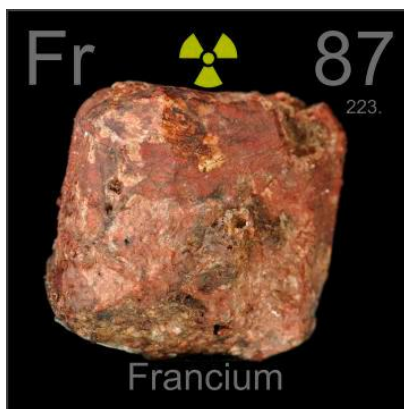
8. کاربردهای مهم ترکیبات زیر را بنویسید: Li_2CO_3 ، NaHCO_3 ، KOH ، NaCl

فصل چهارم - بخش اول

مرور روند خواص فلزات قلیایی با تمرکز بر عنصر فرانسیم

فرانسیم (Fr) آخرین عنصر گروه اول جدول تناوبی است. اگرچه این عنصر بسیار نادر، پرتوزا و ناپایدار است و به سختی می‌توان آن را در طبیعت یافت، اما دانش آموزان باید با پیش‌بینی خواص شیمیایی آن بر اساس روندهای تناوبی آشنا شوند.

روندهای گروه اول از بالا به پایین چنین است:



خاصیت روند تغییر در گروه 1

شعاع اتمی افزایش می‌یابد

واکنش‌پذیری افزایش می‌یابد

انرژی یونش کاهش می‌یابد

بر این اساس، فرانسیم باید بیشترین واکنش‌پذیری را در گروه خود داشته باشد. به دلیل اندازه بزرگ‌تر و فاصله بیشتر الکترون ظرفیت از هسته، فرانسیم الکترون خود را آسان‌تر از دیگر عناصر گروه از دست می‌دهد.

مثال مفهومی:

اگر فرانسیم در آب قرار گیرد، انتظار دارید چه واکنشی انجام دهد؟

پاسخ: واکنش بسیار شدید، حتی انفجاری، همراه با تولید گرمای زیاد، گاز هیدروژن، و تشکیل محلول قلیایی.



معرفی هالوژن‌ها و ویژگی‌های عمومی گروه ۷

هالوژن‌ها عناصر گروه هفتم جدول تناوبی هستند:

F (فلوئور)، Cl (کلر)، Br (برم)، I (ید)، At (آستاتین)

همه آن‌ها ۷ الکترون در لایه ظرفیت دارند و تنها به یک الکترون نیاز دارند تا به آرایش پایدار گاز نجیب برسند، بنابراین بسیار واکنش‌پذیرند، به‌ویژه با فلزات.

ویژگی‌های عمومی هالوژن‌ها:

* نافلزهای رنگی و فعال

* در دمای اتاق در حالت‌های مختلفی هستند:

fluorine
F
9
chlorine
Cl
17
bromine
Br
35
iodine
I
53
astatine
At
85



* فلئور: گاز زرد

* کلر: گاز سبز مایل به زرد

* برم: مایع قهوه‌ای مایل به قرمز

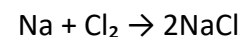
* ید: جامد بنفش-خاکستری

* با فلزات واکنش داده و **نمک‌های یونی می‌سازند

* ترکیب با هیدروژن ← تشکیل هیدروهاالوژن‌های اسیدی (مانند HCl)

مثال:

کلر با سدیم چه ترکیبی تشکیل می‌دهد؟



← سدیم کلرید (نمک طعام)

بررسی ایمنی در برخورد با هالوژن‌ها

روز سوم: بررسی ایمنی در برخورد با هالوژن‌ها

هالوژن‌ها بسیار سمی، خورنده و آسیب‌زا هستند. در تماس با پوست، چشم یا مجاری تنفسی باعث صدمه شدید می‌شوند. برای کار با آن‌ها باید احتیاطات ایمنی خاصی رعایت شود.

نکات ایمنی:

* استفاده از ماسک، دستکش، عینک ایمنی

* استفاده از هود آزمایشگاهی برای جلوگیری از تنفس بخار آن‌ها

* دوری از شعله و حرارت (به‌ویژه برای فلئور و کلر)

* عدم تماس مستقیم با پوست یا مواد آلی

مثال: چرا نباید بخار برم را تنفس کرد؟

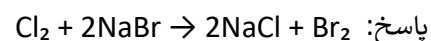
چون بخار آن به شدت سمی است، موجب سوزش گلو، آسیب به بافت‌های ریه و حتی خفگی در تماس زیاد می‌شود.

روند تغییر خواص در گروه هالوژن‌ها + تفاوت در رنگ و حالت فیزیکی در گروه ۷، از بالا به پایین:

ویژگی	روند تغییر
واکنش پذیری	کاهش می‌یابد
شعاع اتمی	افزایش می‌یابد
رنگ	تیره‌تر می‌شود
حالت فیزیکی	از گاز → مایع → جامد
دمای ذوب و جوش	افزایش می‌یابد

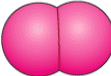
فلوئور واکنش پذیرترین عنصر گروه ۷ است و به راحتی یک الکترون می‌گیرد. به همین دلیل در ترکیبات بسیار فراوان است.

مثال: در واکنش بین محلول کلر و برمید سدیم، کدام عنصر جایگزین دیگری می‌شود؟



چون کلر فعال‌تر از برم است و می‌تواند آن را از ترکیب خارج کند (واکنش جانشینی).

جمع‌بندی فصل هالوژن‌ها و مرور ویژگی‌های گروه ۷

Halogen	Molecule	Structure	Model
Fluorine	F_2	$\text{F} \longleftrightarrow \text{F}$ 143 pm	
Chlorine	Cl_2	$\text{Cl} \longleftrightarrow \text{Cl}$ 199 pm	
Bromine	Br_2	$\text{Br} \longleftrightarrow \text{Br}$ 228 pm	
Iodine	I_2	$\text{I} \longleftrightarrow \text{I}$ 266 pm	

در این روز، به مرور و تثبیت مفاهیم اصلی مربوط به عناصر گروه ۷ (هالوژن‌ها) پرداخته می‌شود. این گروه شامل فلورین، کلر، برم، ید و آستاتین است.

هالوژن‌ها نافلزهایی بسیار فعال هستند که تمایل زیادی به گرفتن یک الکترون دارند تا به آرایش پایدار گاز نجیب برسند.

ویژگی‌های اصلی گروه ۷:

1. فعالیت شیمیایی: با پایین رفتن در گروه، فعالیت کاهش می‌یابد (فلورین فعال‌ترین).

2. حالت فیزیکی: در دمای اتاق، کلر گاز، برم مایع و ید جامد است.

3. رنگ‌ها: رنگ‌ها در پایین گروه تیره‌تر می‌شوند (کلر سبز، برم قهوه‌ای-قرمز، ید بنفش).

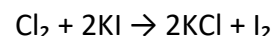
4. واکنش پذیری: هالوژن فعال‌تر می‌تواند هالوژن کم‌فعال‌تر را از ترکیب جانشین کند.

مثال تحلیلی:

سوال: چرا کلر می‌تواند ید را از محلول پتاسیم یدید خارج کند اما برعکس آن امکان‌پذیر نیست؟

پاسخ: چون کلر فعال‌تر از ید است، بنابراین یون I^- را اکسید کرده و ید آزاد تولید می‌کند. اما ید نمی‌تواند یون‌های Cl^- را اکسید کند.

معادله:

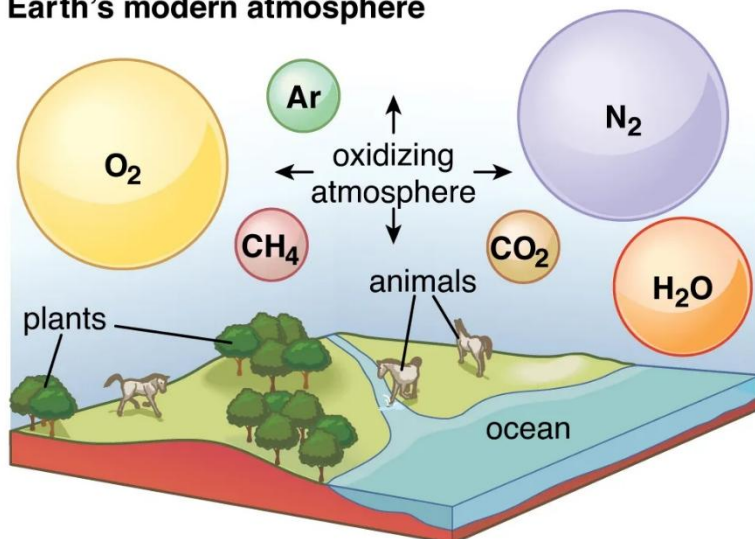


ترکیب گازهای موجود در جو زمین

در این روز دانش آموزان با گازهای اصلی موجود در جو زمین و درصد نسبی آنها آشنا می‌شوند.

ترکیب جو:

Earth's modern atmosphere

* نیتروژن (N_2): حدود 78%* اکسیژن (O_2): حدود 21%* آرگون (Ar): حدود 0.9%* دی‌اکسید کربن (CO_2): حدود 0.04%

* سایر گازها (Ne , He , CH_4 و بخار آب): مقادیر بسیار کم

اهمیت ترکیب:

* نیتروژن $\Rightarrow$ بی‌اثر، نقش مهم در کاهش شدت واکنش‌های سریع

* اکسیژن $\Rightarrow$ لازم برای احتراق و تنفس

* دی‌اکسید کربن $\Rightarrow$ نقش حیاتی در فتوسنتز و چرخه کربن

* آرگون $\Rightarrow$ گاز بی‌اثر، مورد استفاده در لامپ‌ها و جوشکاری

مثال محاسباتی:

سوال: در 100 dm^3 هوای خشک، چند dm^3 اکسیژن و نیتروژن وجود دارد؟

پاسخ:

$$\text{اکسیژن} = 100 \times 21\% = 21 \text{ dm}^3$$

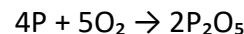
$$\text{نیتروژن} = 100 \times 78\% = 78 \text{ dm}^3$$

آزمایش‌های تشخیص اکسیژن

در این بخش آزمایش‌های ساده برای نشان دادن وجود اکسیژن در هوا انجام می‌شود. روش‌های کلاسیک شامل استفاده از عناصر خاصی است که با اکسیژن واکنش داده و تغییر محسوسی ایجاد می‌کنند.

آزمایش‌های مهم:

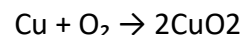
1. استفاده از فسفر: فسفر در هوا می‌سوزد و دی‌اکسید فسفر سفید تولید می‌کند.



2. آهن: آهن در تماس طولانی با اکسیژن و رطوبت، زنگ می‌زند ($Fe_2O_3 \cdot xH_2O$).

این واکنش کاهش حجم اکسیژن هوا را نشان می‌دهد.

3. مس: گرم کردن مس در لوله آزمایش حاوی اکسیژن باعث تولید CuO سیاه می‌شود.



مثال مفهومی:

سوال: چرا در آزمایش با مس، رنگ فلز از قرمز-نارنجی به سیاه تغییر می‌کند؟

پاسخ: چون مس فلزی (Cu) با اکسیژن ترکیب شده و اکسید مس (CuO) سیاه‌رنگ تشکیل می‌دهد. این تغییر رنگ نشانه‌ای از واکنش است.

اهمیت اکسیژن در واکنش‌ها و مرور فصل

در پایان این هفته، دانش آموزان اهمیت اکسیژن در حیات و صنعت را بررسی می‌کنند. اکسیژن در دو فرآیند اساسی نقش دارد:

1. احتراق: برای سوختن سوخت‌ها و تولید انرژی لازم است. بدون اکسیژن، واکنش احتراق ناقص شده و گازهای سمی مانند CO آزاد می‌شوند.

2. تنفس: سلول‌ها برای آزاد کردن انرژی شیمیایی از مواد غذایی به اکسیژن نیاز دارند.

تحلیل علمی:

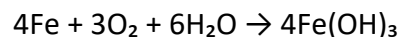
* در صنعت فولادسازی، اکسیژن برای حذف ناخالصی‌های کربنی استفاده می‌شود.

* در پزشکی، اکسیژن خالص برای کمک به بیماران تنفسی به کار می‌رود.

مثال تحلیلی:

سوال: چرا در هوای مرطوب، زنگ‌زدگی آهن سریع‌تر اتفاق می‌افتد؟

پاسخ: چون وجود آب به انتقال یون‌ها کمک می‌کند و به همراه اکسیژن واکنش اکسایش-کاهش آهن را تسریع می‌کند:



تمرینات مروری مباحث فصل چهارم بخش اول

۱. چرا فرانسیم (Fr) فعال‌ترین فلز قلیایی محسوب می‌شود؟

(A) چون انرژی یونش بالاست

(B) چون شعاع اتمی کوچک است

(C) چون الکترون ظرفیت آن دورتر از هسته است و به راحتی از دست می رود

(D) چون در طبیعت به وفور یافت می شود

۲. کدام یک از هالوژن ها در شرایط دمای اتاق به حالت مایع است؟

(A) فلوئور (B) کلر (C) برم (D) ید

۳. کدام ویژگی با پایین آمدن در گروه هالوژن ها افزایش می یابد؟

(A) واکنش پذیری (B) رنگ تیره تر شدن (C) تمایل به گرفتن الکترون (D) رسانایی الکتریکی

4. در ترکیب تقریبی هوای خشک، سهم اکسیژن چقدر است؟

A) 21% B) 78% C) 0.9% D) 0.04%

5. واکنش فرضی فرانسیم با آب را بنویسید و توضیح دهید چرا این واکنش بسیار شدید خواهد بود.

6. چرا کار با هالوژن ها نیازمند اقدامات ایمنی شدید (ماسک، دستکش، هود آزمایشگاهی) است؟

7. روند تغییرات فیزیکی و واکنش پذیری هالوژن ها را از فلوئور تا ید شرح دهید.

8. یکی از آزمایش های ساده برای نشان دادن وجود اکسیژن در هوا را توضیح دهید.

فصل چهارم - بخش دوم

احتراق فلزات و نافلزات در اکسیژن و بررسی نوع اکسید تولیدی

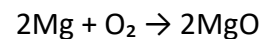
در این جلسه دانش آموزان با واکنش عناصر مختلف (فلزی و نافلزی) با اکسیژن آشنا می شوند. این واکنش ها اغلب واکنش های احتراق هستند که طی آن عنصر با اکسیژن ترکیب شده و یک اکسید ایجاد می کند.

فلزات در اثر احتراق، اکسید فلزی تولید می کنند که معمولاً خاصیت قلیایی دارد.

نافلزات نیز با اکسیژن واکنش داده و اکسید نافلزی می سازند که خاصیت اسیدی دارد.

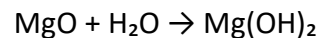
مثال های مهم:

1. واکنش منیزیم با اکسیژن:

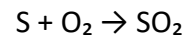




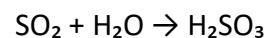
MgO در آب حل شده و محلول قلیایی تولید می کند:



2. واکنش گوگرد با اکسیژن: (تصویر رو به رو)



SO₂ در آب حل شده و محلول اسیدی تولید می کند:



نوع عنصر	نوع اکسید	خاصیت محلول
فلز	اکسید فلزی (مانند MgO)	قلیایی (pH > 7)
نافلز	اکسید نافلزی (مانند SO ₂)	اسیدی (pH < 7)

بررسی گازهای گلخانه ای، اثر گلخانه ای و گرم شدن زمین

در این جلسه، دانش آموزان مفهوم اثر گلخانه ای و ارتباط آن با تغییرات آب و هوایی را یاد می گیرند. برخی گازهای موجود در جو مانند CO₂، CH₄ و بخار آب پرتوهای گرمایی (infrared) منعکس شده از سطح زمین را جذب کرده و باعث افزایش دمای جو می شوند.

گازهای گلخانه ای مهم:

گاز	منبع	اثر
CO ₂	احتراق سوخت های فسیلی	نگهداری گرما در جو
CH ₄	هضم دام ها، زیاله ها	مؤثرتر از CO ₂ (در مقیاس کوچک تر)
H ₂ O (بخار آب)	تبخیر	بزرگ ترین نقش در اثر گلخانه ای طبیعی

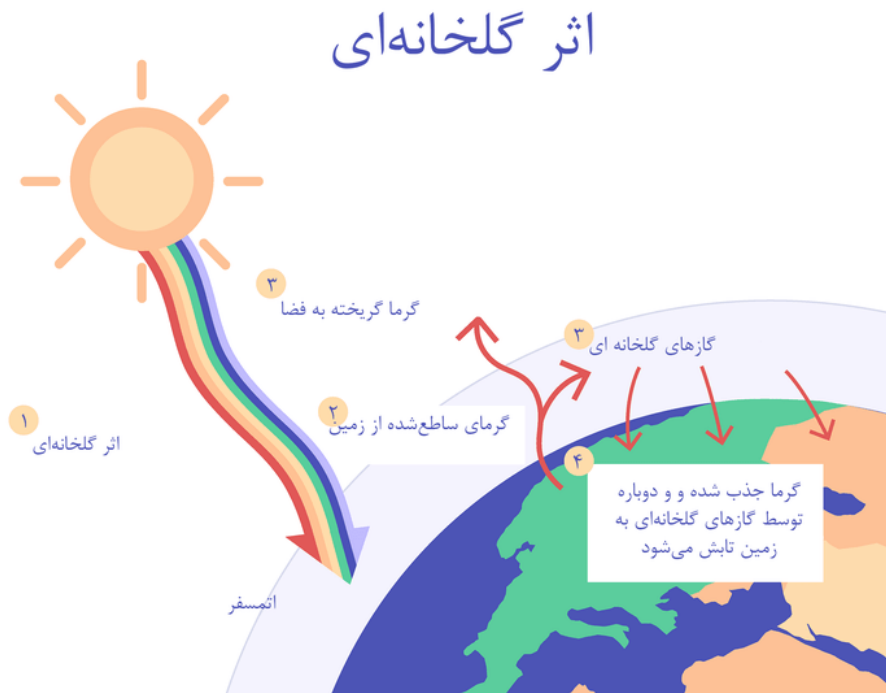
مثال مفهومی:

چرا افزایش CO₂ موجب گرمایش جهانی می شود؟

چون CO₂ با جذب پرتوهای گرمایی و ممانعت از خروج آن‌ها از جو، مانند یک پتوی گرمایی عمل می‌کند و دمای زمین را افزایش می‌دهد.

اثرات گرمایش زمین:

- * ذوب یخ‌های قطبی
- * افزایش سطح دریاها
- * تغییرات شدید آب‌وهوایی
- * تهدید زیست‌بوم‌ها

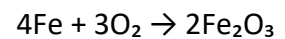


مرور سؤالات مفهومی فصل مربوطه و تثبیت مفاهیم

در این جلسه دانش‌آموزان سؤالات پایان فصل را مرور می‌کنند تا آموخته‌های خود را تثبیت نمایند. هدف این است که تفاوت بین انواع گازهای جو، نوع اکسیدها، و ویژگی‌های محیطی آن‌ها بهتر درک شود.

تمرین تحلیلی نمونه:

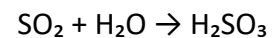
1. در واکنش آهن با اکسیژن، چه ترکیبی تشکیل می‌شود؟ آیا این ترکیب اسیدی است یا قلیایی؟



اکسید آهن (III) خاصیت قلیایی ضعیف دارد.

2. چرا SO₂ گاز آلاینده محسوب می‌شود؟

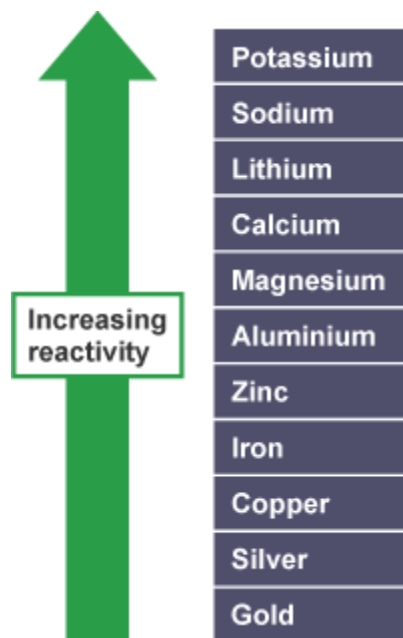
زیرا در تماس با رطوبت هوا اسید سولفوریک تولید می‌کند و باعث باران اسیدی می‌شود:



آشنایی با سری فعالیت فلزات و واکنش‌های جانشینی

در این بخش، وارد فصل جدید (فصل ۱۴) می‌شویم. موضوع اصلی، سری فعالیت فلزات است؛ جدولی که فلزات را از نظر میزان واکنش‌پذیری مرتب می‌کند. در این سری، فلزات بالا مانند پتاسیم، سدیم، و کلسیم بسیار فعال‌اند؛ فلزاتی مثل مس و طلا بسیار کم‌فعال.

فلزات فعال‌تر:



Potassium
Sodium
Lithium
Calcium
Magnesium
Aluminium
Zinc
Iron
Copper
Silver
Gold

* سریعاً با آب و اسید واکنش می‌دهند

* در واکنش‌های جانشینی، یون فلز ضعیف‌تر را از محلول خارج می‌کنند

* ترکیبات یونی پایدارتری ایجاد می‌کنند

فلزات کم‌فعال:

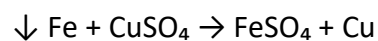
* با آب واکنش نمی‌دهند

* با اسیدها خیلی کند واکنش می‌دهند یا اصلاً واکنش نمی‌دهند

* در ته سری مانند Cu، Ag، Au قرار دارند

مثال واکنش جانشینی:

واکنش آهن با محلول مس (II) سولفات:



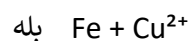
(آهن فعال‌تر از مس است و آن را از محلول خارج می‌کند)

فلز فعال‌تر

جانشینی انجام می‌شود؟

دلیل

Fe فعال‌تر از Cu است



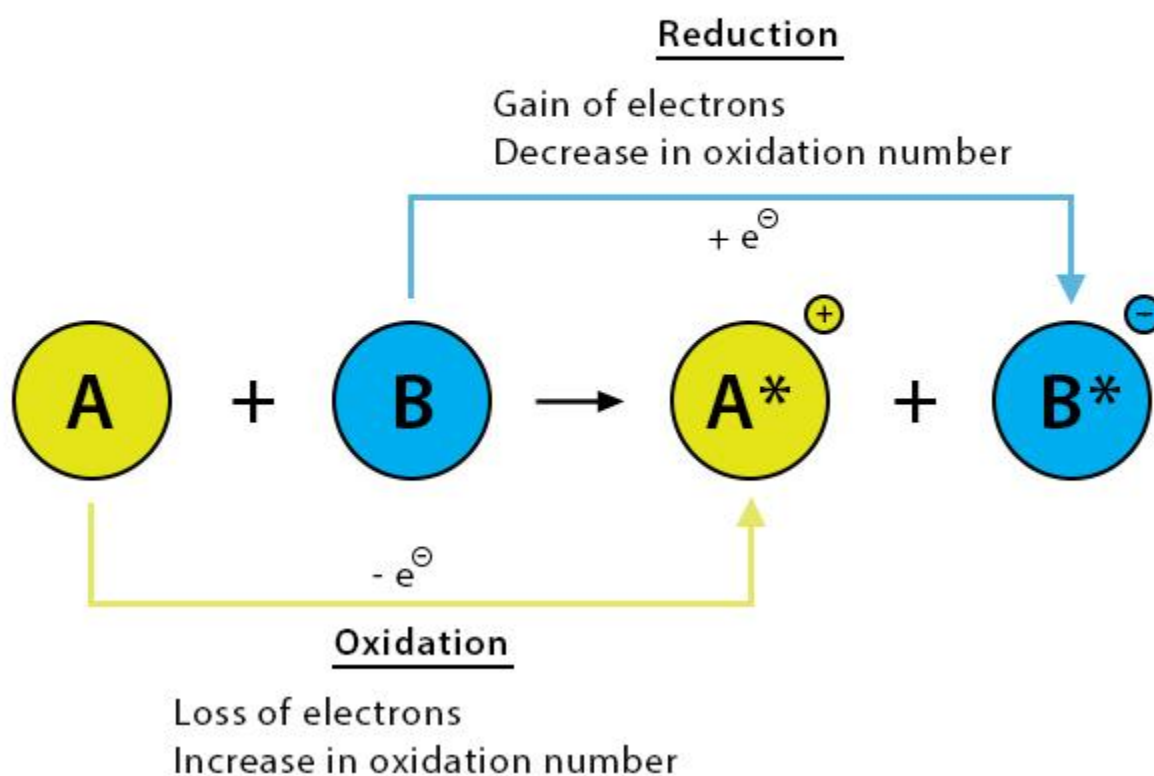
Cu کم‌فعال‌تر از Zn است



مفهوم اکسایش و کاهش در واکنش‌های شیمیایی

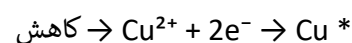
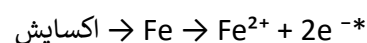
در شیمی، اکسایش (Oxidation) به معنای از دست دادن الکترون است و کاهش (Reduction) به معنای گرفتن الکترون. این دو فرایند همیشه با هم رخ می‌دهند، چون الکترونی که یک ماده از دست می‌دهد باید توسط ماده‌ای دیگر گرفته شود.

Redox Reaction



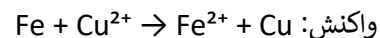
اصطلاح	تعریف ساده
اکسایش	از دست دادن الکترون
کاهش	گرفتن الکترون
عامل اکسید کننده	ماده‌ای که باعث اکسایش دیگران می‌شود و خود کاهش می‌یابد
عامل کاهنده	ماده‌ای که باعث کاهش دیگران می‌شود و خود اکسید می‌شود

نماد الکترونی:



مثال مفهومی:

در واکنش بین آهن و یون‌های مس (Cu^{2+})، کدام عنصر اکسایش می‌یابد و کدام کاهش؟



* Fe الکترون از دست می‌دهد $\Leftarrow$ اکسایش

* Cu^{2+} الکترون می‌گیرد $\Leftarrow$ کاهش

واکنش فلزات با آب و بررسی نتایج آن

فلزات در واکنش با آب رفتارهای متفاوتی دارند که بستگی به موقعیت آن‌ها در سری واکنش‌پذیری دارد.

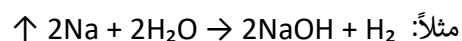
* فلزات بسیار فعال ($\text{K}, \text{Na}, \text{Ca}$): با آب سرد واکنش می‌دهند

* فلزات متوسط ($\text{Mg}, \text{Zn}, \text{Fe}$): با آب داغ یا بخار واکنش می‌دهند

* فلزات کم‌فعال ($\text{Cu}, \text{Ag}, \text{Au}$): با آب واکنش نمی‌دهند

واکنش عمومی:

فلز + آب $\Leftarrow$ هیدروکسید فلز + گاز هیدروژن



مشاهده‌های تجربی واکنش سدیم با آب:

* سدیم به صورت تکه‌ای بریده می‌شود

* روی سطح آب حرکت می‌کند

* گاز هیدروژن آزاد می‌شود (تشخیص با کبریت $\rightarrow$ صدای «پاپ»)

* محلول نهایی خاصیت قلیایی دارد (تغییر رنگ فنل‌فتالین به صورتی)

تمرین تحلیلی:

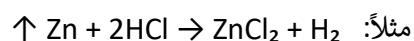
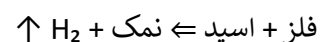
چرا روی پتاسیم هنگام واکنش با آب شعله بنفش دیده می‌شود؟

چون واکنش شدیدتر است و گرمای آزاد شده می‌تواند گاز هیدروژن تولید شده را مشتعل کند. رنگ بنفش به دلیل خاصیت طیفی پتاسیم است.

واکنش فلزات با اسیدهای رقیق و تولید گاز هیدروژن

فلزات واکنش‌پذیر با اسیدهایی مانند هیدروکلریک اسید (HCl) یا سولفوریک اسید (H_2SO_4) واکنش داده و گاز هیدروژن به همراه نمک فلزی تولید می‌کنند.

واکنش فقط در صورتی انجام می‌شود که فلز، فعال‌تر از هیدروژن باشد. واکنش عمومی:



آزمایش تشخیص گاز هیدروژن: گاز تولیدشده را با چوب کبریت مشتعل می کنند. اگر صدای «پاپ» ایجاد شد $\Rightarrow$ گاز هیدروژن است. جدول نمونه واکنش فلزات با HCl:

فلز	واکنش	دلیل
سدیم	سریع	بسیار فعال
منیزیم	متوسط	فعال
روی	کندتر	فعالیت متوسط
مس	ندارد	پایین تر از هیدروژن

سوال ترکیبی:

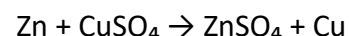
آیا آلومینیوم با اسید رقیق واکنش می دهد؟ چرا در آزمایش ها گاهی واکنشی دیده نمی شود؟

پاسخ: بله، آلومینیوم در سری بالاتر از هیدروژن قرار دارد، اما روی آن یک لایه نازک اکسید آلومینیوم (Al_2O_3) وجود دارد که مانع واکنش می شود. اگر این لایه برداشته شود، واکنش آغاز می شود.

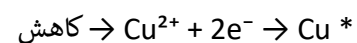
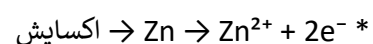
تحلیل واکنش های فلزات بر اساس انتقال الکترون (Redox) و پیش بینی واکنش ها

در این جلسه دانش آموزان باید بتوانند با مشاهده یک معادله واکنش، تشخیص دهند که کدام عنصر اکسایش یافته و کدام کاهش یافته است. همچنین یاد بگیرند که چگونه واکنش ها را پیش بینی کنند بر اساس جایگاه فلزات در سری فعالیت.

تحلیل یک معادله:



تحلیل:



* Zn فعال تر است $\Leftarrow$ Cu را از محلول خارج می کند

قانون کلی:

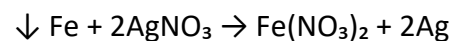
فلز فعال تر می تواند یون فلز کم فعال تر را از محلول خارج کند.

تمرین تحلیلی:

اگر می خواهید مشخص کنید که آهن بالاتر از نقره قرار دارد یا پایین تر، چه آزمایشی انجام می دهید؟

پاسخ: یک قطعه آهن را در محلول نیترات نقره قرار می دهید.

اگر آهن باعث رسوب نقره شود (تشکیل Ag فلزی)، یعنی آهن فعال تر است:



تمرینات مروری مباحث فصل چهارم بخش دوم

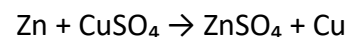
۱. کدام ترکیب حاصل احتراق گوگرد در اکسیژن است؟

- A) SO_3 B) SO_2 C) H_2SO_4 D) S_2O

۲. کدام یک از گازهای زیر سهم بیشتری در پدیده اثر گلخانه‌ای دارد؟

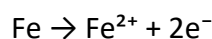
- A) O_2 B) CO_2 C) Ar D) N_2

۳. در واکنش جانشینی زیر کدام فلز فعال‌تر است؟



- A) Cu B) Zn C) هر دو برابرند D) هیچ‌کدام

۴. در واکنش زیر کدام تغییر رخ داده است؟



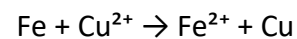
(A) کاهش (B) اکسایش (C) خنثی شدن (D) ترکیب

۵. تفاوت اکسید فلزی و نافلزی را از نظر خاصیت در محلول آبی با ذکر مثال توضیح دهید.

۶. چرا افزایش گاز CO_2 در جو زمین باعث گرم شدن زمین می‌شود؟

۷. واکنش فلز روی (Zn) با اسید کلریدریک (HCl) را بنویسید و توضیح دهید چرا هیدروژن آزاد می‌شود.

۸. در واکنش بین آهن (Fe) و یون‌های مس (Cu^{2+}):



الف) کدام عنصر اکسایش یافته است؟

ب) کدام عنصر کاهش یافته است؟

فصل چهارم - بخش سوم

جمع‌بندی کامل سری واکنش‌پذیری فلزات - تحلیل مفهومی و کاربردی

سری واکنش‌پذیری (Activity Series) جدولی است که فلزات را از نظر تمایل به واکنش دادن طبقه‌بندی می‌کند. این جدول کمک می‌کند تا بتوانیم:

۱. پیش‌بینی کنیم کدام فلز می‌تواند فلز دیگر را از ترکیب‌اش خارج کند

۲. تشخیص دهیم کدام فلز با آب یا اسید واکنش می‌دهد و کدام نه

۳. از واکنش‌ها نتیجه بگیریم که فلز مورد نظر در چه جایگاهی قرار دارد

مهم‌ترین نکات سری فعالیت:

جایگاه	فلزات فعال	ویژگی ها
بالا	K, Na, Ca, Mg, Al	به شدت فعال، واکنش با آب و اسید
میانه	Zn, Fe, Pb	واکنش با اسید؛ برخی با آب داغ یا بخار
پایین	Cu, Ag, Au	واکنش پذیری کم یا صفر؛ معمولاً در حالت آزاد یافت می شوند

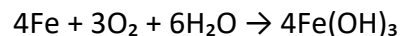
مثال تحلیلی:

چرا Zn می تواند یون Cu^{2+} را از CuSO_4 خارج کند اما برعکس ممکن نیست؟
 چون Zn فعال تر از Cu است $\text{Zn} \Leftarrow \text{Cu}$ Zn الکترون می دهد (اکسایش)، Cu^{2+} الکترون می گیرد (کاهش).
 اما Cu چون پایین تر است، قدرت لازم برای انجام این جانشینی را ندارد.
 تمرین مفهومی:

در واکنش: $\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$ ، چه چیزی نشان می دهد که منیزیم بالاتر از هیدروژن است؟
 منیزیم با اسید واکنش داده و گاز هیدروژن آزاد می کند $\Rightarrow$ یعنی می تواند یون H^+ را کاهش دهد $\Rightarrow$ پس فعال تر است.

زنگ زدگی آهن - سازوکار، شرایط، و روش های جلوگیری

زنگ زدگی (Rusting) یک واکنش شیمیایی بین آهن، اکسیژن و آب است که در طی آن اکسید آهن (III) هیدراته تشکیل می شود:



که به مرور زمان به $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ تبدیل می شود (زنگ آهن)

شرایط لازم برای زنگ زدگی:

1. وجود آب (رطوبت یا بخار)

2. وجود اکسیژن (هوای آزاد)

3. زمان

4. (اختیاری) وجود نمک یا یون های الکترولیت (تشدید کننده زنگ زدگی)

آزمایش ساده برای زنگ زدگی:



لوله	شرایط	زنگ زدگی؟
A	آهن + هوا خشک	خیر
B	آهن + آب بدون هوا (جوشیده) + روغن	خیر
C	آهن + آب + هوا	بله

D	آهن + آب نمک	بله (شدیدتر)
---	--------------	--------------

روش های جلوگیری از زنگ زدگی:

* رنگ کاری یا روغن کاری

* پوشاندن با فلز دیگر (گالوانیزه کردن) $\Leftarrow$ پوشش Zn

* استفاده از مواد بازدارنده زنگ

* قرار دادن فلز قربانی (sacrificial protection)

مثال تحلیلی:

چرا روی (Zn) می تواند از آهن محافظت کند حتی اگر خراش ایجاد شود؟

چون Zn فعال تر از Fe است، در صورت آسیب پوشش، Zn به جای Fe اکسید می شود و آهن سالم می ماند (محافظت قربانی).

پیش بینی واکنش فلزات با آب و اسید + بررسی سری واکنش پذیری با مثال عددی

در این جلسه، دانش آموزان یاد می گیرند چگونه با کمک سری واکنش پذیری پیش بینی کنند که یک واکنش انجام می شود یا نه.

الگوی تصمیم گیری:

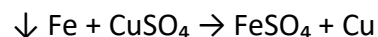
* اگر فلز بالاتر از فلز دیگر یا بالاتر از H در سری باشد $\Leftarrow$ واکنش انجام می شود

* اگر پایین تر باشد $\Leftarrow$ واکنش انجام نمی شود

مثال عددی:

در واکنش: $Fe + CuSO_4 \rightarrow ?$

Fe بالاتر از Cu است $\Leftarrow$ واکنش انجام می شود $\Leftarrow$



تست گاز هیدروژن:

با استفاده از فلز + HCl

اگر گاز آزاد شود و با کبریت «پاپ» ایجاد شود $\Leftarrow$ فلز فعال تر از هیدروژن است.

تمرین عددی:

اگر 6g Mg در 100 cm³ HCl بریزیم، چه مقدار گاز H₂ تولید می شود؟ (Mr = 24)





$$\text{H}_2 = 0.25 \text{ mol} \Rightarrow \text{Mg} = 6 \div 24 = 0.25 \text{ mol}$$

$$\text{H}_2 = 0.25 \times 24 = 6 \text{ dm}^3 \text{ حجم، STP، در}^*$$

مقدمه‌ای بر استخراج فلزات و تأثیر سری فعالیت بر روش استخراج

در طبیعت، فلزات به‌ندرت به‌صورت خالص یافت می‌شوند؛ بلکه عمدتاً به‌صورت ترکیب در سنگ‌ها یا کانی‌ها (ore) وجود دارند. برای به‌دست آوردن فلز خالص، باید این ترکیبات از سنگ معدن جدا شوند.

اما روش استخراج هر فلز به میزان واکنش‌پذیری آن بستگی دارد. هرچه فلز فعال‌تر باشد، برای جدا کردن آن از ترکیبش، نیاز به روش‌های شدیدتر و پرا انرژی‌تر داریم.

دسته‌بندی فلزات بر اساس روش استخراج:

نوع فلز	جایگاه در سری فعالیت	روش استخراج	مثال
کم فعال	پایین‌تر از کربن	حرارت دادن ساده	Ag, Hg, Cu
متوسط	بالتر از H و پایین‌تر از C	کاهش با کربن	Zn, Fe, Pb
بسیار فعال	بالتر از کربن	الکترولیز	Na, Al, Mg

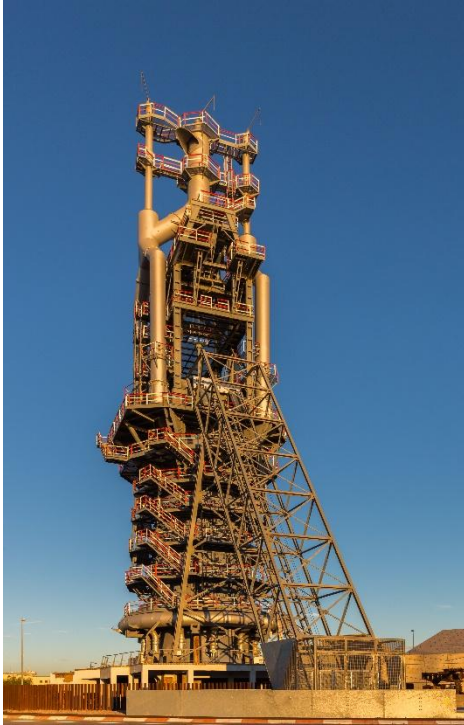
مثال تحلیلی:

چرا برای استخراج آلومینیوم نمی‌توان از کربن استفاده کرد؟

زیرا آلومینیوم در سری فعالیت بالاتر از کربن قرار دارد، پس کربن نمی‌تواند یون‌های Al^{3+} را کاهش دهد. تنها روش مناسب برای جدا کردن آلومینیوم از اکسید آن، الکترولیز است.

فرآیند کاهش با کربن - استخراج آهن از سنگ معدن

یکی از پرکاربردترین روش‌های استخراج فلزات، کاهش اکسید فلز با کربن یا مونوکسید کربن (CO) در دمای بالا است. این روش زمانی کاربرد دارد که فلز مورد نظر پایین‌تر از کربن در سری واکنش‌پذیری باشد.

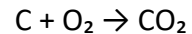


مثال اصلی: استخراج آهن در کوره بلند (blast furnace)

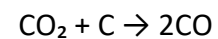
سنگ معدن آهن (معمولاً هماتیت - Fe_2O_3) همراه با کربن (کک) و سنگ آهک وارد کوره می‌شود. در دمای بسیار بالا، کربن و CO با Fe_2O_3 واکنش داده و آهن فلزی را تولید می‌کنند.

واکنش‌های کلیدی:

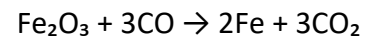
1. سوختن کک برای تولید CO_2 :



2. تولید CO در اثر واکنش با کربن اضافی:



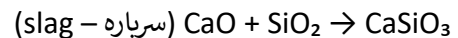
3. کاهش هماتیت توسط CO:



نقش سنگ آهک (CaCO_3):



* CaO با ناخالصی (SiO_2) واکنش می‌دهد:



تحلیل فرآیندی:

چرا CO به جای C مستقیماً در کاهش Fe_2O_3 به کار می‌رود؟

چون در دمای بالا، CO گاز است و سریع‌تر و مؤثرتر به ذرات سنگ معدن نفوذ کرده و واکنش می‌دهد.

الکترولیز برای استخراج فلزات بسیار فعال + مثال استخراج آلومینیوم

فلزاتی مانند آلومینیوم، سدیم، پتاسیم به قدری فعال هستند که نمی‌توان آن‌ها را با روش‌های شیمیایی مانند کاهش با کربن استخراج کرد. بنابراین، از الکترولیز ترکیبات مذاب آن‌ها استفاده می‌شود.

الکترولیز آلومینیوم:

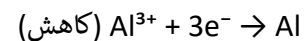
* سنگ معدن اصلی: بوکسیت (Al_2O_3)

* آلومینیوم از اکسید آن به وسیله الکترولیز در کریولیت مذاب (Na_3AlF_6) استخراج می‌شود. کریولیت به کاهش نقطه ذوب کمک می‌کند.

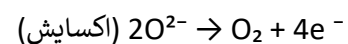
واکنش‌ها:

در الکترولیز Al_2O_3 :

* در کاتد (الکتروکد منفی):

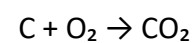


* در آند (الکتروکد مثبت):



نکات مهم:

* الکتروکدهای کربنی آند به مرور مصرف می‌شوند، چون اکسیژن آزادشده با کربن واکنش داده و CO_2 تولید می‌کند:

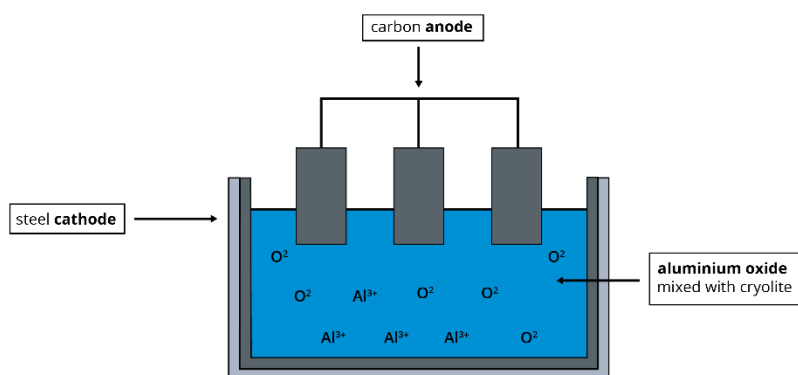


* انرژی زیادی لازم است (فرآیند گران)

سوال تحلیلی:

چرا هزینه استخراج آلومینیوم بالاست؟

چون هم دمای بالا (برای ذوب اکسید) و هم جریان برق مداوم برای انجام الکترولیز لازم است $\Rightarrow$ انرژی بالا = هزینه زیاد



آلیاژها، دلیل ساخت آن‌ها و کاربردهای فلزات رایج

آلیاژ ترکیبی از یک فلز پایه با یک یا چند عنصر دیگر است (فلزی یا نافلزی). آلیاژها ساخته می‌شوند چون خواص آن‌ها معمولاً بهبود یافته است نسبت به فلز خالص:

* مقاومت بیشتر

* سختی و دوام بالا

* مقاومت در برابر خوردگی

* هدایت الکتریکی یا حرارتی کنترل شده

مثال‌هایی از آلیاژها:



آلیاژ	اجزا	ویژگی‌ها	کاربرد
فولاد کربنی	آهن + کربن	سخت، مقاوم	ساخت‌وساز

فلزات ضدزنگ	آهن + نیکل + کروم	مقاوم به زنگ زدگی	لوازم آشپزخانه
برنج	مس + روی	نرم، قابل فرم دهی	آلات موسیقی
برنز	مس + قلع	مقاوم، براق	مجسمه سازی، مدال ها

کاربرد فلزات رایج:

* آلومینیوم: سبک، مقاوم در برابر خوردگی $\Rightarrow$ هواپیما، قوطی نوشابه

* مس: رسانای قوی $\Rightarrow$ سیم کشی، مدارهای الکتریکی

* آهن: قوی و ارزان $\Rightarrow$ ساخت پل، اسکلت ساختمان، قطعات ماشین

* سرب: سنگین، محافظ اشعه $\Rightarrow$ محافظ پرتو ایکس، باتری خودرو

* روی: محافظت فلزات (گالوانیزه کردن)

تمرین ترکیبی:

چرا فولاد ضد زنگ زنگ نمی زند ولی آهن خالص زنگ می زند؟

چون وجود نیکل و کروم در فولاد ضدزنگ باعث ایجاد یک لایه محافظ در سطح فلز می شود که مانع رسیدن آب و اکسیژن به آهن می گردد، بنابراین زنگ زدگی اتفاق نمی افتد.

تمرینات مروری مباحث فصل چهارم بخش سوم

۱. کدام فلز در سری فعالیت بالاتر قرار دارد؟

A) Cu B) Zn C) Ag D) Au

۲. کدام شرط برای زنگ زدگی آهن ضروری است؟

(A) فقط اکسیژن (B) فقط آب (C) هم آب و هم اکسیژن (D) فقط CO_2

۳. کدام فلز را نمی توان با کاهش کربن از سنگ معدن استخراج کرد و نیاز به الکترولیز دارد؟

(A) آهن (B) مس (C) آلومینیوم (D) روی

۴. کدام مورد دلیل اصلی ساخت آلیاژها است؟

(A) کاهش وزن فلز (B) تغییر رنگ فلز (C) افزایش استحکام و خواص مکانیکی (D) افزایش رسانایی الکتریکی

۵. چرا فلزاتی مانند سدیم و آلومینیوم را نمی توان با کربن کاهش داد و مجبور به استفاده از الکترولیز هستیم؟

۶. دو روش جلوگیری از زنگ زدگی آهن را توضیح دهید.

۷. واکنش استخراج آهن در کوره بلند با استفاده از کربن را توضیح دهید.

۸. دو آلیاژ مهم را نام ببرید و خواص و کاربرد آن ها را توضیح دهید.

فصل پنجم - بخش اول

مفهوم pH و شناساگرها

در این درس، مفهوم pH به عنوان معیاری برای نشان دادن میزان اسیدی یا بازی بودن یک محلول معرفی می شود.

pH با غلظت یون های هیدروژن (H^+) در محلول رابطه دارد.

هرچه مقدار H^+ بیشتر باشد، pH کمتر است و محلول اسیدی تر است.

مقیاس pH:

* 0 تا 6 → اسیدی

* 7 → خنثی (مانند آب خالص)

* 8 تا 14 → بازی (قلیایی)

فرمول:

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

یعنی اگر غلظت یون H^+ برابر با $10^{-3} \times 1$ مولار باشد، $pH = 3$ خواهد بود.

شناساگرها (Indicators):

شناساگرها موادی هستند که در محیط های اسیدی و بازی رنگ متفاوتی دارند و به ما کمک می کنند تا نوع محلول را تشخیص دهیم.



Acid

Blue Litmus Turns Red

در محیط بازی

آبی



Base

Red Litmus Turns Blue

در محیط اسیدی

قرمز

شناساگر

Litmus (کاغذ لیتموس)

Phenolphthalein	بی‌رنگ	صورتی
Methyl Orange	سرخ	نارنجی - زرد

سؤال: محلولی دارای $[H^+] = 1 \times 10^{-4}$ است. pH آن را حساب کنید.

پاسخ: $pH = -\log(10^{-4}) = 4 \rightarrow$ محلول اسیدی است.

اسیدها و بازها و واکنش خنثی‌سازی

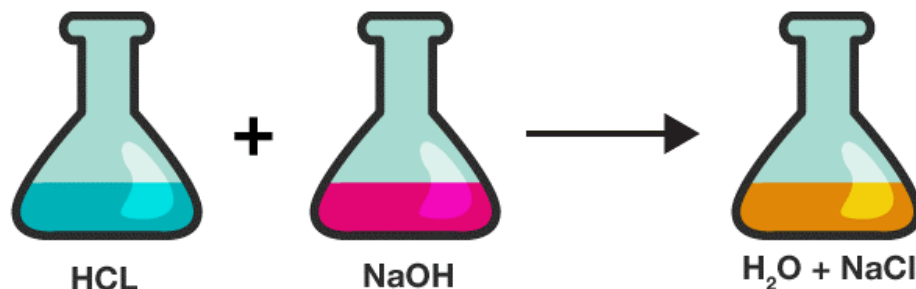
تعریف اسید: موادی هستند که در آب یون H^+ آزاد می‌کنند.

تعریف باز (Base): موادی‌اند که در آب یون OH^- آزاد می‌سازند.

مثال‌ها:

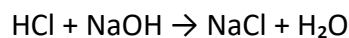


واکنش خنثی‌سازی (Neutralization):



زمانی رخ می‌دهد که اسید و باز با هم واکنش داده و نمک + آب تولید می‌کنند.

نمونه واکنش:

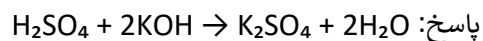


در این واکنش:

* یون H^+ از اسید و OH^- از باز ترکیب می‌شوند تا آب تولید کنند.

* بقیه یون‌ها نمک می‌سازند.

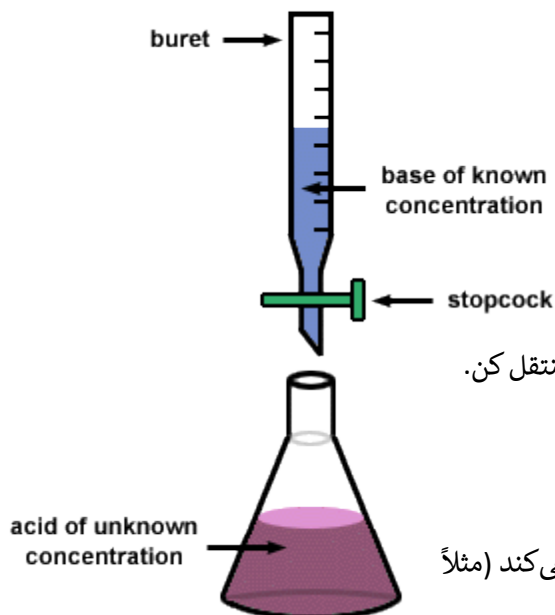
سؤال: در واکنش بین H_2SO_4 و KOH ، محصولات نهایی چیست؟



بنابراین محصول: نمک (سولفات پتاسیم) و آب است.

تیتراسیون (Titration)

تیتراسیون یک روش دقیق آزمایشگاهی است برای تعیین غلظت یک اسید یا باز با استفاده از محلول استاندارد ماده مقابل. در این روش از وسایل زیر استفاده می‌شود:



1. بورت (Burette) - برای محلول شناخته شده
2. پیپت (Pipette) - برای محلول مجهول
3. ارلن (Conical Flask) - محل انجام واکنش
4. شناساگر - برای مشخص شدن نقطه پایانی

مراحل انجام تیتراسیون:

1. مقدار معینی از محلول مجهول (مثلاً اسید) را با پیپت به ارلن منتقل کن.
2. چند قطره شناساگر (مثلاً فنول فتالین) اضافه کن.
3. محلول باز (مثلاً NaOH) را به آرامی از بورت اضافه کن.
4. رنگ محلول را با دقت مشاهده کن. در نقطه‌ای که رنگ تغییر می‌کند (مثلاً از صورتی به بی‌رنگ)، واکنش کامل شده است.
5. حجم محلول مصرف شده را بخوان و با آن غلظت مجهول را حساب کن.

فرمول پایه برای محاسبات:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

(که M: غلظت و V: حجم محلول است)

سؤال: اگر 25 ml محلول HCl با 0.1 mol/dm³ NaOH دقیقاً خنثی شود و حجم مصرف شده از NaOH برابر 20 ml باشد، غلظت HCl چند است؟

پاسخ:

$$(M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2)$$

$$(M_1 \times 25 = 0.1 \times 20)$$

$$(M_1 = 0.08 \text{ mol/dm}^3)$$

مرور و تحلیل pH و تیتراسیون

در پایان مباحث 1 تا 3، دانش آموزان عزیز باید بتوانند:

- * تفاوت بین اسید، باز و خنثی را بر اساس pH توضیح دهند.
- * واکنش خنثی سازی را بنویسند.

* هدف و مراحل تیتراسیون را تشریح کنند.
* از فرمول $M_1V_1=M_2V_2$ برای محاسبات غلظت استفاده نمایند.

سؤال: چرا در تیتراسیون، از شناساگرهایی مثل فنول فتالین استفاده می‌شود نه از لیتموس؟

پاسخ: چون تغییر رنگ فنول فتالین بسیار دقیق و واضح است (از صورتی به بی‌رنگ)، در حالی که تغییر رنگ لیتموس در ناحیه وسیع‌تری از pH رخ می‌دهد و دقت کمتری دارد.

سؤال: اگر در تیتراسیون اسید و باز مقدار زیادی از باز اضافه شود، محلول نهایی چه نوع خواهد بود؟

پاسخ: محلول بازی خواهد بود، چون یون‌های OH^- اضافی در محلول باقی می‌مانند.

واکنش اسیدها با فلزات

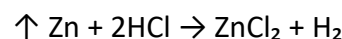
اسیدها با بسیاری از فلزات فعال (مانند Mg، Zn و Fe) واکنش داده و نمک و گاز هیدروژن (H_2) تولید می‌کنند.

این نوع واکنش‌ها نمونه‌ای از واکنش‌های کیمیای تک‌جانشینی هستند؛ یعنی فلز، جای هیدروژن را در اسید می‌گیرد.

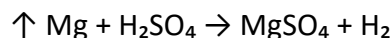
واکنش عمومی: اسید + فلز $\rightarrow$ نمک + هیدروژن

مثال‌های مهم:

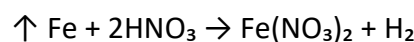
1. روی و اسید کلریدریک:



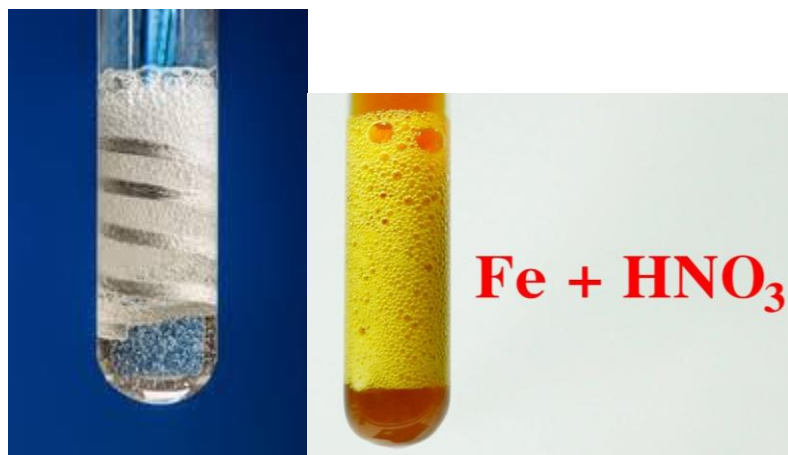
2. منیزیم و اسید سولفوریک: (تصویر رو به رو)



3. آهن و اسید نیتریک رقیق:



ویژگی گاز آزادشده:



گاز تولیدشده بی‌رنگ، بی‌بو و قابل اشتعال است.

برای تشخیص آن از آزمایش چوب کبریت مشتعل استفاده می‌شود؛ با نزدیک کردن کبریت به دهانه لوله آزمایش، صدای "پاپ" شنیده می‌شود که نشانه وجود هیدروژن است.

نکته علمی: فقط فلزاتی که در سری واکنش‌پذیری بالاتر از هیدروژن قرار دارند می‌توانند با اسید واکنش دهند.

مثلاً مس (Cu) واکنش نمی‌دهد چون پایین‌تر از هیدروژن است.

سؤال: چرا منیزیم با HCl سریع‌تر از آهن واکنش می‌دهد؟

پاسخ: چون منیزیم در سری فعالیت بالاتر از آهن است، الکترون‌های خود را سریع‌تر از دست می‌دهد و گاز هیدروژن سریع‌تر آزاد می‌شود.

تعریف بازها و تفاوت آن‌ها با قلیاها

باز (Base): ماده‌ای است که با اسید واکنش داده و نمک و آب تولید می‌کند.

قلیا (Alkali): نوعی باز است که در آب حل می‌شود و یون‌های OH^- آزاد می‌کند.

مثال‌های مهم بازها:

نوع ماده	نام کیمیاوی	محلول بودن در آب	خاصیت
NaOH	سود سوزآور	محلول (قلیا)	قوی
KOH	پتاس سوزآور	محلول (قلیا)	قوی
Ca(OH)_2	آهک آبدار	کم محلول	ضعیف
CuO	اکسید مس	نا محلول	باز ضعیف

واکنش بازها با اسیدها:

اسید + باز $\rightarrow$ نمک + آب

نمونه: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

در این واکنش رنگ محلول از آبی کم‌رنگ به آبی روشن تبدیل می‌شود چون نمک سولفات مس آبی تولید می‌شود.

سؤال: چرا بازها معمولاً لغزنده به لمس و خورنده‌اند؟

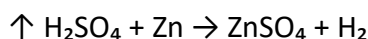
پاسخ: چون یون‌های OH^- در آن‌ها فعال بوده و چربی پوست را تجزیه می‌کنند؛ بنابراین باید هنگام کار با بازها از دستکش و عینک ایمنی استفاده شود.

روش‌های تهیه نمک‌های محلول

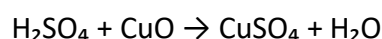
نمک‌ها ترکیبات یونی هستند که از واکنش اسید با باز، فلز یا کربنات به دست می‌آیند.

برای تهیه نمک‌های محلول مانند NaCl ، KNO_3 یا CuSO_4 از روش‌های زیر استفاده می‌شود:

۱. واکنش اسید با فلز:



۲. واکنش اسید با اکسید فلزی:



۳. واکنش اسید با کربنات فلزی:



گام‌های کلی تهیه نمک محلول در آزمایشگاه:

۱. اسید را در بشر گرم کن.

۲. مقدار کمی از فلز یا باز را به تدریج اضافه کن تا دیگر واکنشی مشاهده نشود.

۳. محلول را صاف کن تا ناخالصی جدا شود.

4. محلول صاف شده را تبخیر کن تا بلورهای نمک ظاهر شوند.

5. بلورها را خشک کن و نگهداری کن.

سؤال: اگر 10 g روی (Zn) با اسید سولفوریک واکنش دهد، چند مول سولفات روی (ZnSO_4) تولید می شود؟

پاسخ: کتله مولی $\text{Zn} = 65 \text{ g/mol}$

مول $\text{Zn} = 10 \div 65 = 0.154 \text{ mol}$

نسبت واکنش 1:1 است $\Rightarrow$ مول $\text{ZnSO}_4 = 0.154 \text{ mol}$

تهیه بلورهای سولفات مس ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

این آزمایش از مهم ترین تجربیات کیمیا می باشد. در آن از واکنش اسید سولفوریک با اکسید مس سیاه استفاده می شود.

واکنش اصلی: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

روش انجام:



$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

1. چند گرم CuO را به محلول داغ H_2SO_4 اضافه کن.

2. پس از توقف واکنش، مخلوط را صاف کن تا CuO اضافی جدا شود.

3. محلول آبی شفاف را تبخیر کن تا بلورهای آبی CuSO_4 تشکیل شوند.

4. بلورها را در کاغذ صافی خشک کن.

توضیح علمی: CuO یک باز نامحلول است و با اسید واکنش

داده، نمک محلول CuSO_4 می دهد. با تبخیر تدریجی محلول، بلورهای آبی آبدار تشکیل می شوند.

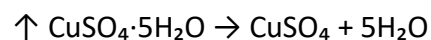
سؤال: چرا در این آزمایش از اسید اضافی استفاده نمی شود؟

پاسخ: چون وجود اسید باقی مانده در محلول باعث می شود بلورهای به دست آمده ناخالص و خورنده باشند.

نکته تجربی: بلورهای CuSO_4 دارای پنج مولکول آب بلورین هستند ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).

اگر حرارت داده شوند، رنگ آن ها از آبی به سفید تغییر می کند (به دلیل از بین رفتن آب بلورین).

معادله کوچک برای خشک شدن بلورها:



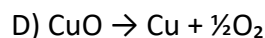
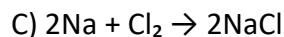
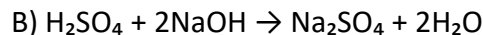
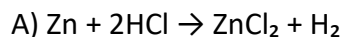
تمرینات مروری مباحث فصل پنجم بخش اول

۱. اگر غلظت یون های H^+ در محلولی 10^{-5} mol/d

m^3 باشد، pH آن چقدر است؟

A) 3 B) 5 C) 7 D) 9

۲. در کدام واکنش، فرآیند خنثی سازی انجام می شود؟



۳. در آزمایش تیتراسیون بین HCl و NaOH از چه شناساگری استفاده می شود؟

(A) متیل نارنجی (Methyl Orange) (B) فنول فتالئین (Phenolphthalein) (C) کاغذ لیتموس (D) ید

۴. در واکنش اسید سولفوریک با اکسید مس (CuO)، محصول حاصل چیست؟

A) CuSO_4 و H_2 B) CuSO_4 و H_2O C) CuO و H_2 D) Cu_2O و H_2

۵. تفاوت بین اسید، باز و قلیا را با ذکر مثال توضیح دهید.

۶. روش آزمایشگاهی تهیه بلورهای سولفات مس آبی ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) را مرحله به مرحله شرح دهید.

۷. چرا در واکنش اسید با فلز، گاز هیدروژن آزاد می شود و چطور می توان آن را شناسایی کرد؟

۸. در یک تیتراسیون، ۲۵ cm^3 از محلول اسید HCl توسط ۲۰ cm^3 از محلول NaOH با غلظت ۰.۱ mol/dm^3 خنثی می شود. غلظت اسید را محاسبه کنید.

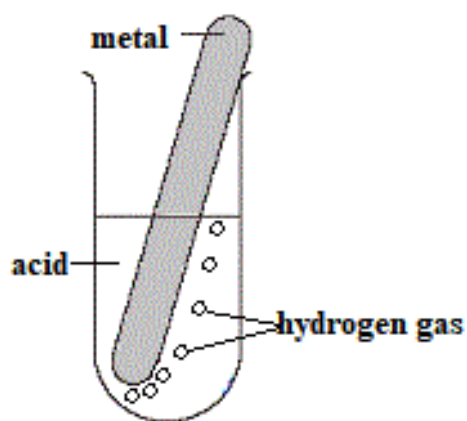
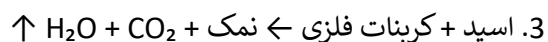
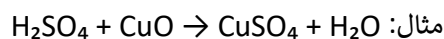
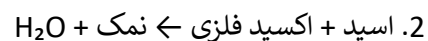
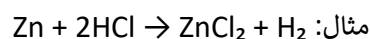
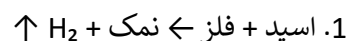
فصل پنجم - بخش دوم

مروری بر روش های تهیه نمک های محلول

پیش از شروع تهیه نمک های نامحلول، لازم است دانش آموزان روش های تهیه نمک های محلول را مرور کنند.

نمک های محلول را می توان از طریق واکنش اسید با فلز، اکسید فلزی، یا کربنات فلزی به دست آورد.

واکنش های کلیدی:



مرور مراحل کلی آزمایشگاهی:

1. افزودن تدریجی فلز یا باز به اسید تا توقف واکنش.
2. صاف کردن محلول برای جدا کردن مواد اضافی.
3. تبخیر محلول و تشکیل بلورها.
4. خشک کردن بلورها با کاغذ صافی.

سؤال: چرا در مرحله‌ی تبخیر نباید کل آب محلول را بجوشانیم؟

پاسخ: چون اگر تمام آب تبخیر شود، بلورها به جای اینکه به آرامی شکل بگیرند، به صورت توده‌ای خشک و بی‌نظم درمی‌آیند. بلورسازی آهسته باعث خلوص بالاتر و ساختار منظم‌تر می‌شود.

تهیه نمک‌های نامحلول (Insoluble Salts)

برخی نمک‌ها در آب حل نمی‌شوند، مانند PbSO_4 و AgCl . این نمک‌ها را نمی‌توان با روش‌های تبخیر و بلورسازی ساخت؛ بلکه باید از روش رسوب‌دهی (Precipitation Method) استفاده کرد.

اصل روش: زمانی که دو محلول یونی با هم مخلوط می‌شوند و یکی از محصولات نامحلول باشد، آن محصول به صورت رسوب جامد ته‌نشین می‌شود.

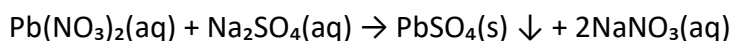
نمونه کلی واکنش:

محلول ۱ + محلول ۲ → رسوب نامحلول + محلول جدید

مثال ۱: تهیه سرب سولفات (PbSO_4)

برای تهیه PbSO_4 از محلول نیترات سرب ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) و سولفات سدیم (Na_2SO_4) استفاده می‌شود.

معادله واکنش:



رسوب سفید PbSO_4 تشکیل می‌شود.

مراحل آزمایشگاهی:

1. دو محلول شفاف $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ و Na_2SO_4 را مخلوط کن.
2. بلافاصله رسوب سفید PbSO_4 تشکیل می‌شود.
3. محلول را صاف کن تا رسوب از مایع جدا شود.
4. رسوب را با آب مقطر بشوی تا ناخالصی‌ها حذف شوند.
5. رسوب را در دمای اتاق خشک کن.

نکته علمی: واکنش‌های رسوب‌دهی به سرعت انجام می‌شوند زیرا تمام یون‌ها در محلول آزادند و با هم برخورد مؤثر دارند.

سؤال تحلیلی:

سؤال: چرا در پایان آزمایش، باید رسوب را با آب مقطر شست و شو دهیم؟

پاسخ: چون ممکن است یون‌های محلول (مانند Na^+ یا NO_3^-) در بین ذرات رسوب باقی بمانند و باعث ناخالصی شوند. شست و شو با آب مقطر این یون‌ها را حذف می‌کند.

تهیه سایر نمک‌های نامحلول (مانند AgCl و BaSO_4)

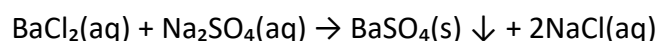
در این بخش، تهیه نمک‌های نامحلول دیگر تمرین می‌شود تا دانش آموزان مفهوم «قواعد انحلال پذیری» را درک کنند.

تهیه کلرید نقره (AgCl): محلول نیترات نقره (AgNO_3) با محلول کلرید سدیم (NaCl) واکنش می‌دهد.



رسوب سفید AgCl تشکیل می‌شود که در نور تیره می‌گردد.

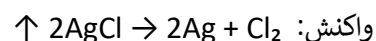
تهیه سولفات باریم (BaSO_4):



رسوب سفید BaSO_4 نامحلول در آب است و در صنعت به عنوان عامل کنتراست در تصویربرداری‌های پزشکی استفاده می‌شود.

سؤال: چرا AgCl در معرض نور به تدریج تیره می‌شود؟

پاسخ: چون نور باعث تجزیه جزئی AgCl شده و نقره فلزی (Ag) آزاد می‌کند که رنگ خاکستری دارد.



قواعد ساده انحلال پذیری (برای آموزش پایه):

نوع نمک وضعیت انحلال

تمام نیترات‌ها (NO_3^-) محلول

تمام سدیم، پتاسیم و آمونیوم نمک‌ها محلول

کلریدها معمولاً محلول (به جز AgCl , PbCl_2)

سولفات‌ها معمولاً محلول (به جز BaSO_4 , PbSO_4 , CaSO_4)

کربنات‌ها معمولاً نامحلول (به جز Na_2CO_3 , K_2CO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$)

مرور و تحلیل روش‌های ساخت نمک‌ها

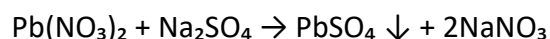
در این مبحث تمام روش‌های ساخت نمک‌ها جمع‌بندی می‌شوند تا دانش آموز بتواند بر اساس نوع نمک، روش مناسب را انتخاب کند. مقایسه روش‌های ساخت:

نوع نمک	مثال	روش مناسب تهیه	نوع واکنش
محلول	NaCl	اسید + باز یا فلز	خنثی سازی

محلول	CuSO ₄	اسید + اکسید فلزی	تبخیر و بلورسازی
نامحلول	PbSO ₄	دو محلول یونی	رسوب‌دهی
نامحلول	AgCl	دو محلول یونی	رسوب‌دهی

سؤال: اگر بخواهیم PbSO₄ تهیه کنیم، کدام دو محلول را باید استفاده کنیم و چرا؟

پاسخ: از محلول Pb(NO₃)₂ و Na₂SO₄ استفاده می‌شود چون هر دو محلول‌اند اما محصول واکنش، PbSO₄، نامحلول است و به‌صورت رسوب تشکیل می‌شود:



سؤال محاسباتی ساده: اگر از 100 cm³ محلول Pb(NO₃)₂ و 100 cm³ محلول Na₂SO₄ استفاده شود، چند گرم PbSO₄ رسوب می‌کند؟

(با فرض اینکه واکنش کامل است و غلظت‌ها برابرند)

پاسخ: واکنش 1:1 است، بنابراین کل Pb²⁺ موجود به PbSO₄ تبدیل می‌شود.

کته مولی PbSO₄ = 303 g/mol

اگر 0.01 mol Pb(NO₃)₂ استفاده شود → کته رسوب = 303 × 0.01 = 3.03 g PbSO₄

نکته پایانی:

در تمامی آزمایش‌های رسوب‌دهی، دقت در شست‌وشو و خشک کردن بسیار مهم است، زیرا ذرات ریز نمک‌های محلول اگر باقی بمانند، باعث آلودگی نمونه و تغییر رنگ آن می‌شوند.

نظریه‌های اسید و باز (آرنیوس و برونستد-لوری)

در این بخش دو نظریه مهم برای توضیح رفتار اسیدها و بازها بررسی می‌شود.

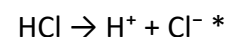
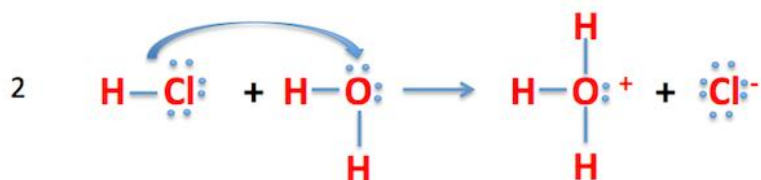
نظریه آرنیوس (Arrhenius Theory)

در سال ۱۸۸۴ «سوانت آرنیوس» توضیح داد که:

* اسیدها موادی هستند که در آب یون‌های H⁺ آزاد می‌کنند.

* بازها موادی‌اند که در آب یون‌های OH⁻ آزاد می‌کنند.

نمونه‌ها:

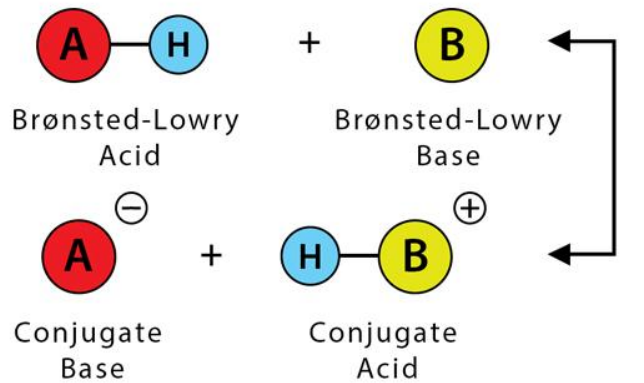


ویژگی: این نظریه فقط در محلول‌های آبی کاربرد دارد، چون آزادسازی یون‌ها به آب وابسته است.

نظریه برونستد-لوری (Bronsted-Lowry Theory)

در سال ۱۹۲۳ دو دانشمند، برونستد و لوری، تعریف گسترده‌تری ارائه کردند:

Brønsted-Lowry Theory



* اسید: دهنده پروتون (H^+ Donor)

* باز: گیرنده پروتون (H^+ Acceptor)

مثال: $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

در این واکنش:

* NH_3 باز است چون پروتون می‌گیرد.

* H_2O اسید است چون پروتون می‌دهد.

مقایسه دو نظریه:

ویژگی	آرنیوس	برونستد-لوری
وابسته به آب	بله	خیر
تعریف باز	تولیدکننده OH^-	گیرنده H^+
مثال غیر آبی	ندارد	دارد (مثل NH_3)

سؤال: چرا NH_3 طبق نظریه آرنیوس باز نیست اما طبق نظریه برونستد-لوری باز محسوب می‌شود؟

پاسخ: چون NH_3 در آب یون OH^- تولید نمی‌کند بلکه از مولکول آب H^+ می‌گیرد و خود را به NH_4^+ تبدیل می‌کند. این عمل همان پذیرش پروتون است، که ویژگی یک باز در نظریه برونستد-لوری است.

آزمایش‌های تشخیص گازها (Gas Tests)

تشخیص گازهای تولیدشده در واکنش‌های کیمیاوی بخش مهمی از آزمایش‌های کیمیاوی است. در این بخش سه گاز اصلی بررسی می‌شود: هیدروژن (H_2)، اکسیژن (O_2) و دی‌اکسید کربن (CO_2).

تشخیص گاز هیدروژن (H_2)

منبع: واکنش فلز با اسید (مثلاً $Zn + HCl$)

آزمایش: نزدیک کردن کبریت مشتعل به دهانه لوله آزمایش.

مشاهده: صدای "پاپ" شنیده می‌شود.

نتیجه: وجود گاز هیدروژن تأیید می‌شود.

تشخیص گاز اکسیژن (O_2)

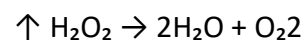
منبع: تجزیه H_2O_2 توسط MnO_2 یا واکنش پتاسیم کلرات.

آزمایش: چوب کبریت نیم‌سوخته را وارد لوله کن.

مشاهده: شعله دوباره روشن می‌شود.

نتیجه: وجود گاز اکسیژن.

واکنش نمونه:



تشخیص گاز دی‌اکسید کربن (CO_2)

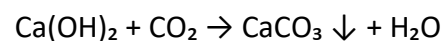
منبع: واکنش اسید با کربنات فلزی (مثلاً $HCl + CaCO_3$)

آزمایش: عبور گاز از محلول آب آهک ($Ca(OH)_2$).

مشاهده: محلول کدر و شیری‌رنگ می‌شود.

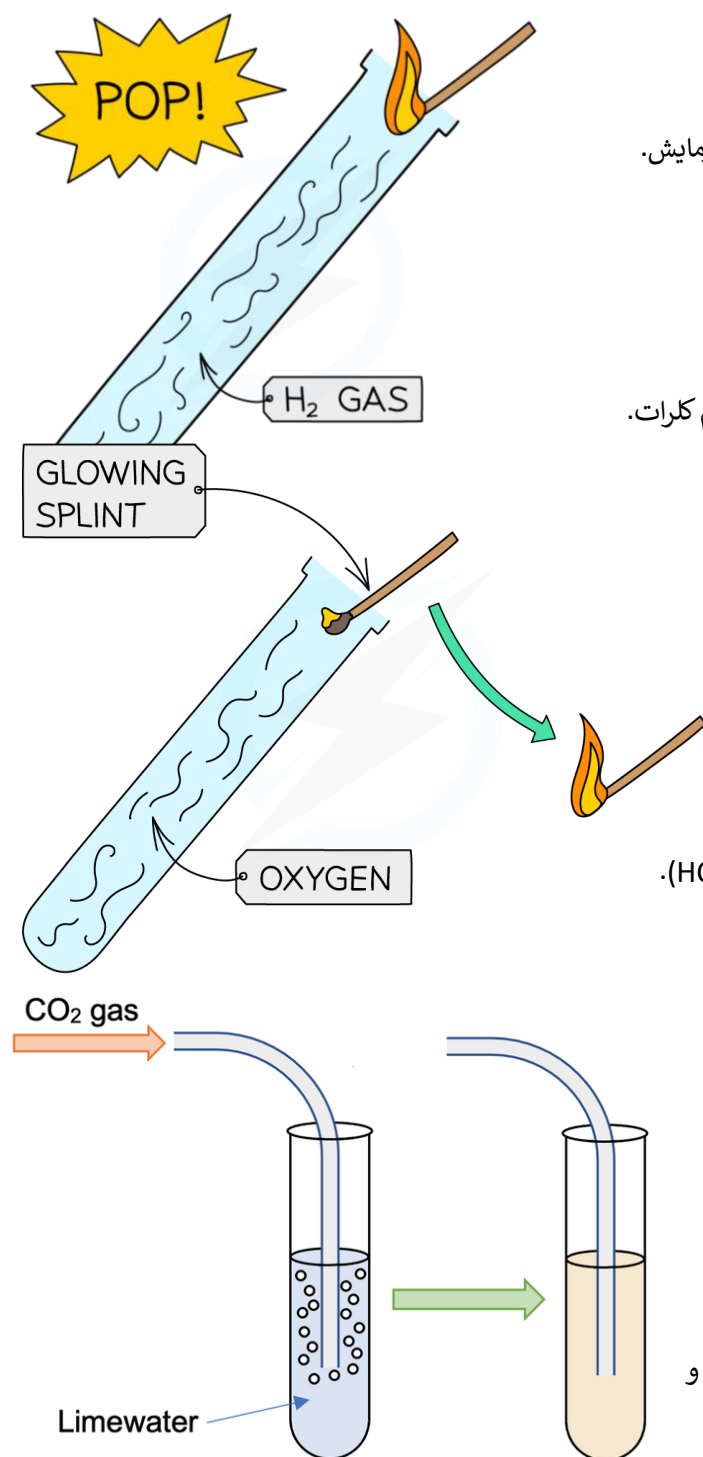
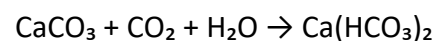
نتیجه: وجود CO_2 .

واکنش:



سؤال: چرا در آزمایش تشخیص CO_2 محلول دوباره شفاف می‌شود اگر مقدار زیادی گاز عبور داده شود؟

پاسخ: چون $CaCO_3$ جامد با CO_2 اضافی واکنش داده و $Ca(HCO_3)_2$ محلول تولید می‌کند:



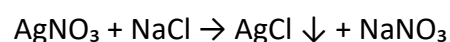
شناسایی یون‌ها در محلول (Ion Tests)

برای شناسایی یون‌های مختلف از معرف‌های ویژه استفاده می‌شود.

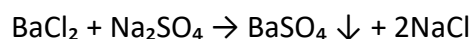
شناسایی یون‌های منفی (Anions)

مشاهده	معرف مورد استفاده	یون
رسوب سفید AgCl	نیتрат نقره (AgNO_3)	Cl^-
رسوب سفید BaSO_4	کلرید باریوم (BaCl_2)	SO_4^{2-}
آزاد شدن گاز CO_2 و ایجاد کف	افزودن اسید (HCl)	CO_3^{2-}

واکنش نمونه برای Cl^- :



واکنش نمونه برای SO_4^{2-} :



شناسایی یون‌های مثبت (Cations)

رنگ رسوب تولید شده	معرف	یون فلزی
آبی روشن $(\text{Cu}(\text{OH})_2)$	Cu^{2+}	NaOH
سبز مایل به خاکستری $(\text{Fe}(\text{OH})_2)$	Fe^{2+}	NaOH
قهوه‌ای قرمز $(\text{Fe}(\text{OH})_3)$	Fe^{3+}	NaOH

نمونه واکنش:



سؤال: چگونه می‌توان Cu^{2+} را از Fe^{2+} با استفاده از NaOH تشخیص داد؟

پاسخ: هر دو رسوب تولید می‌کنند ولی رنگ رسوب‌ها متفاوت است:

Cu^{2+} ← رسوب آبی روشن، Fe^{2+} ← رسوب سبز کم‌رنگ.

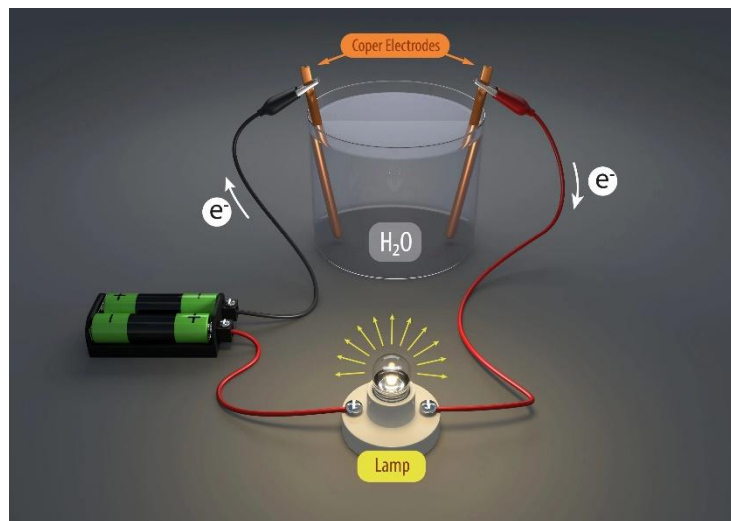
آزمایش خلوص آب و تشخیص ناخالصی‌ها

در این مبحث، مفهوم آب خالص و ناخالص بررسی می‌شود و راه‌های تشخیص خلوص آزمایش می‌شود.

روش ۱: اندازه‌گیری نقطه جوش و انجماد

آب خالص در 100°C می‌جوشد و در 0°C یخ می‌زند. وجود مواد حل‌شده (نمک، مواد معدنی) این دماها را تغییر می‌دهد.

مثال: آب دریا به دلیل وجود نمک در دمای بالاتر از 100°C می‌جوشد و در زیر 0°C یخ می‌زند.



روش ۲: رسانایی الکتریکی

آب خالص رسانای ضعیفی است زیرا یون ندارد. اما آب ناخالص (دارای املاح معدنی یا اسید و باز) جریان برق را به خوبی عبور می‌دهد.

آزمایش ساده:

دو الکترود را درون ظرفی از آب قرار ده.

اگر چراغ مدار روشن شود $\Leftarrow$ آب ناخالص است.

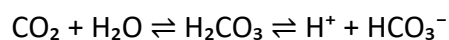
روش ۳: تبخیر نمونه آب

با تبخیر مقداری آب روی یک ظرف چینی، اگر باقیمانده جامد دیده شود $\Rightarrow$ نشان‌دهنده ناخالصی (مانند املاح یا نمک‌های حل‌شده) است.

سؤال: چرا آب خالص رسانایی ضعیفی دارد اما آب باران معمولاً رسانا است؟

پاسخ: چون آب باران در مسیر سقوط خود از هوا، CO_2 و سایر گازها را جذب می‌کند و به اسیدهای ضعیف مانند H_2CO_3 تبدیل می‌شود که یون‌های آزاد تولید می‌کنند و رسانایی را افزایش می‌دهند.

واکنش مرتبط:



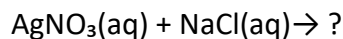
نکته تکمیلی: در آزمایشگاه‌ها معمولاً از آب مقطر (Distilled Water) استفاده می‌شود، چون یون‌های رسانا ندارد و نتایج آزمایش را تحت تأثیر قرار نمی‌دهد.

تمرینات مروری مباحث فصل پنجم بخش دوم

۱. کدام یک از ترکیبات زیر در آب نامحلول است؟

A) Na_2SO_4 B) KNO_3 C) PbSO_4 D) NaCl

۲. در واکنش زیر کدام محصول به صورت رسوب ظاهر می‌شود؟



A) $\text{NaNO}_3(\text{aq})$ B) $\text{AgCl}(\text{s})$ C) $\text{AgNO}_3(\text{aq})$ D) $\text{NaCl}(\text{aq})$

۳. کدام گاز باعث کدر شدن آب آهک می‌شود؟

A) O_2 B) CO_2 C) H_2 D) NH_3

۴. در نظریه برونستد-لوری، کدام جمله درست است؟

(A) اسید، دهنده الکترون است.

(B) باز، دهنده پروتون است.

- (C) اسید، دهنده پروتون و باز، گیرنده پروتون است.
- (D) اسید و باز هر دو گیرنده پروتون هستند.
5. مراحل تهیه سرب سولفات ($PbSO_4$) را به روش رسوب‌دهی توضیح دهید.
6. تفاوت نظریه آرنیوس و برونستد-لوری در تعریف اسید و باز چیست؟ با مثال توضیح دهید.
7. روش شناسایی یون‌های زیر را بنویسید و نوع رسوب حاصل را مشخص کنید:
- الف) Cl^- ب) SO_4^{2-} ج) Cu^{2+}
8. چگونه می‌توان خلوص آب را در آزمایشگاه بررسی کرد؟ دو روش توضیح دهید.

فصل پنجم - بخش سوم

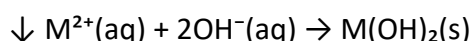
معرفی آزمایش‌های شناسایی کاتیون‌ها (یون‌های مثبت)

در کیمیای تجزیه‌ای (Analytical Chemistry)، یکی از مهم‌ترین مهارت‌ها، تشخیص یون‌های مختلف در محلول‌ها است. در مباحث گذشته شناسایی یون‌های منفی (مانند Cl^- ، SO_4^{2-} ، CO_3^{2-}) آموختیم. اکنون نوبت به یون‌های مثبت (فلزی) می‌رسد.

کاتیون‌ها در واکنش با بازهایی مانند سدیم هیدروکساید ($NaOH$) یا آمونیاک (NH_3) رسوب‌هایی تولید می‌کنند که رنگ و رفتار آن‌ها کلید شناسایی فلز است.

اصول آزمایش شناسایی کاتیون‌ها:

1. محلول حاوی یون فلزی را در لوله آزمایش بریزید.
 2. چند قطره محلول $NaOH$ یا NH_3 به آن اضافه کنید.
 3. رنگ رسوب تشکیل‌شده را مشاهده کنید.
 4. با افزودن مقدار بیشتر از معرف، بررسی کنید آیا رسوب حل می‌شود یا خیر.
- دلیل تشکیل رسوب: در این واکنش‌ها، یون‌های فلزی با یون‌های هیدروکسید ترکیب شده و هیدروکسید فلزی ($M(OH)_n$) نامحلول می‌سازند.
- واکنش کلی:



چرا برخی رسوب‌ها در NH_3 اضافی حل می‌شوند اما در $NaOH$ اضافی خیر؟

پاسخ: چون آمونیاک به‌عنوان یک لیگاند ضعیف عمل کرده و با یون‌های فلزی مانند Cu^{2+} کمپلکس محلول تشکیل می‌دهد، اما $NaOH$ این خاصیت را ندارد.

واکنش یون‌های فلزی با سدیم هیدروکساید ($NaOH$)

در این روز واکنش‌های رنگی رسوب‌ها با محلول $NaOH$ بررسی می‌شوند.

یون فلزی	رنگ رسوب با NaOH	رفتار در NaOH اضافی	معادله واکنش
Cu^{2+}	آبی روشن	نامحلول	$\downarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
Fe^{2+}	سبز مایل به خاکستری	نامحلول	$\downarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$
Fe^{3+}	قهوه‌ای قرمز	نامحلول	$\downarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
Al^{3+}	سفید	در NaOH اضافی حل می‌شود	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow \rightarrow [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$
Zn^{2+}	سفید	در NaOH اضافی حل می‌شود	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$

توضیح تکمیلی: برخی فلزات مانند آلومینیوم و روی خاصیت آمفوتریک (Amphoteric) دارند، یعنی هم با اسید و هم با باز واکنش می‌دهند. به همین دلیل رسوب آن‌ها در NaOH اضافی حل می‌شود.

نمونه‌ی سؤال و پاسخ آزمایشی:

سؤال: چگونه می‌توان بین Fe^{3+} و Fe^{2+} تفاوت قائل شد؟

پاسخ:

* $\text{Fe}^{2+} \rightarrow$ رسوب سبز کم‌رنگ تولید می‌کند.

* $\text{Fe}^{3+} \rightarrow$ رسوب قهوه‌ای قرمز.

اگر رسوب مدتی در هوا بماند، Fe^{2+} به Fe^{3+} اکسید می‌شود و رنگ آن تیره‌تر می‌گردد.

واکنش یون‌های فلزی با آمونیاک (NH_3)

آمونیاک نیز مانند NaOH به عنوان یک باز عمل می‌کند و می‌تواند با یون‌های فلزی رسوب تولید کند. اما تفاوت مهم آن با NaOH در قابلیت تشکیل کمپلکس‌های محلول است.

یون فلزی	رنگ رسوب با NH_3	رفتار در NH_3 اضافی	معادله واکنش
Cu^{2+}	آبی روشن	در NH_3 اضافی حل شده و محلول آبی تیره می‌دهد	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
Zn^{2+}	سفید	در NH_3 اضافی حل می‌شود	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
Fe^{2+}	سبز	نامحلول	$\downarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$
Fe^{3+}	قهوه‌ای	نامحلول	$\downarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
Al^{3+}	سفید	نامحلول	$\downarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$

نکته علمی: محلول آبی تیره‌ای که از حل شدن $\text{Cu}(\text{OH})_2$ در NH_3 اضافی به وجود می‌آید، مربوط به تشکیل یون کمپلکس $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ است.

واکنش کلی:



چرا رنگ محلول Cu^{2+} پس از افزودن NH_3 از آبی روشن به آبی تیره تغییر می‌کند؟

پاسخ: چون Cu^{2+} ابتدا $\text{Cu}(\text{OH})_2$ آبی روشن می‌سازد، سپس با NH_3 اضافی کمپلکس $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ آبی تیره تشکیل می‌دهد.

مرور نهایی و تحلیل فصل

در پایان این هفته، کل مفاهیم شناسایی یون‌ها مرور می‌شود و دانش آموزان یاد می‌گیرند که با دیدن رنگ و رفتار رسوب‌ها بتوانند نوع یون فلزی را شناسایی کنند.

جمع‌بندی مقایسه‌ای:

یون فلزی	رنگ رسوب با NaOH	رنگ رسوب با NH_3	حل شدن در معرف اضافی
Cu^{2+}	آبی روشن (نامحلول)	آبی تیره در NH_3 اضافی	می‌شود
Fe^{2+}	سبز کم‌رنگ	سبز	نمی‌شود
Fe^{3+}	قهوه‌ای	قهوه‌ای	نمی‌شود
Zn^{2+}	سفید، محلول در NaOH اضافی	سفید، محلول در NH_3 اضافی	می‌شود
Al^{3+}	سفید، محلول در NaOH اضافی	سفید، نامحلول در NH_3	نمی‌شود

سؤال: محلولی دارید که با NaOH رسوب سفید تولید می‌کند و در NaOH اضافی حل می‌شود، ولی در NH_3 اضافی نامحلول است. یون فلزی چیست؟

پاسخ: آلومینیوم (Al^{3+})

نکته علمی پایانی: در آزمایشگاه‌ها از این واکنش‌ها برای شناسایی کیفی فلزات در ترکیبات ناشناخته استفاده می‌شود. رنگ رسوب‌ها و رفتارشان در معرف‌های مختلف، همانند اثر انگشت برای هر فلز است.

تمرینات مروری مباحث فصل پنجم بخش سوم

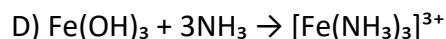
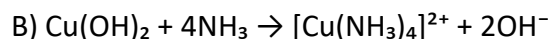
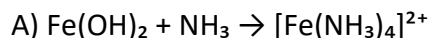
۱. کدام یون فلزی با NaOH رسوب سفید تولید می‌کند که در NaOH اضافی حل می‌شود ولی در NH_3 اضافی نامحلول است؟

A) Zn^{2+} B) Cu^{2+} C) Al^{3+} D) Fe^{3+}

۲. رنگ رسوب حاصل از واکنش یون Fe^{3+} با محلول NaOH چیست؟

(A) سفید (B) سبز مایل به خاکستری (C) آبی روشن (D) قهوه‌ای قرمز

۳. کدام گزینه واکنش درست تشکیل کمپلکس محلول با آمونیاک را نشان می‌دهد؟



۴. کدام گزینه درباره رفتار Zn^{2+} صحیح است؟

(A) در NaOH و NH_3 اضافی هر دو حل می‌شود.

(B) فقط در NaOH اضافی حل می‌شود.

(C) در هیچ کدام حل نمی‌شود.

(D) فقط در NH_3 اضافی حل می‌شود.

۵. توضیح دهید چگونه می‌توان بین محلول‌های حاوی Cu^{2+} و Fe^{2+} تفاوت قائل شد، اگر فقط محلول NaOH در اختیار داشته باشید.

۶. توضیح دهید چرا برخی رسوب‌های فلزی مانند $\text{Al}(\text{OH})_3$ در NaOH اضافی حل می‌شوند ولی $\text{Fe}(\text{OH})_3$ حل نمی‌شود.

۷. واکنش بین محلول‌های $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ و NaOH را بنویسید و ویژگی رسوب تشکیل شده را توضیح دهید.

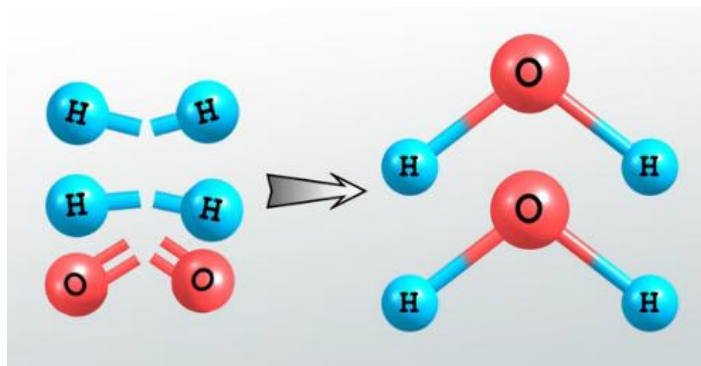
۸. چرا محلول Cu^{2+} پس از افزودن آمونیاک از آبی روشن به آبی تیره تغییر رنگ می‌دهد؟ واکنش را بنویسید.

فصل ششم - بخش اول

انرژی در واکنش‌های شیمیایی و تعریف آنتالپی (Enthalpy)

همه واکنش‌های شیمیایی با تبادل انرژی همراه‌اند.

در بعضی واکنش‌ها انرژی آزاد می‌شود (گرماده) و در بعضی دیگر انرژی جذب می‌شود (گرماگیر).



انرژی پیوند (Bond Energy)

برای شکستن پیوندها در واکنش‌دهنده‌ها انرژی لازم است، و هنگام تشکیل پیوندهای جدید در محصولات، انرژی آزاد می‌شود.

قاعده کلی:

اگر انرژی آزاد شده در تشکیل پیوندها بیشتر از انرژی مصرف شده برای شکستن پیوندها باشد ← واکنش گرماده (Exothermic) است.

اگر انرژی آزاد شده کمتر باشد ← واکنش گرماگیر (Endothermic) است.

تعریف آنتالپی (ΔH):

آنتالپی (H) مقدار انرژی گرمایی یک ماده است.

تغییر آنتالپی (ΔH) تفاوت بین انرژی محصولات و واکنش‌دهنده‌هاست:

$$\Delta H = H(\text{products}) - H(\text{reactants})$$

فرمول:

* اگر ΔH منفی باشد ← واکنش گرماده است.

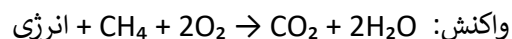
* اگر ΔH مثبت باشد ← واکنش گرماگیر است.

نمونه‌های طبیعی:

* سوختن چوب یا گاز ← گرماده

* ذوب یخ یا تبخیر آب ← گرماگیر

چرا سوختن گاز متان واکنش گرماده محسوب می‌شود؟ پاسخ: چون انرژی آزاد شده از تشکیل پیوندهای H_2O و CO_2 بیشتر از انرژی لازم برای شکستن پیوندهای CH_4 و O_2 است.



واکنش‌های گرماده (Exothermic) و گرماگیر (Endothermic)

واکنش گرماده (Exothermic Reaction)

واکنش‌هایی هستند که گرما به محیط آزاد می‌کنند.

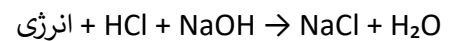
نمونه‌ها:

1. سوختن سوخت‌ها (مانند CH_4 ، بنزین و زغال سنگ)

2. واکنش اسید و باز

3. واکنش خنثی‌سازی (Neutralization)

نمونه واکنش خنثی‌سازی:



مشاهده آزمایشگاهی:

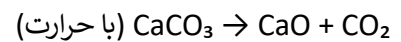
در این واکنش دمای محلول بالا می‌رود؛ یعنی انرژی به محیط منتقل شده است.

واکنش گرماگیر (Endothermic Reaction)

واکنش‌هایی‌اند که برای انجام‌شدن به جذب گرما نیاز دارند.

نمونه‌ها:

1. تجزیه کربنات کلسیم:



2. حل شدن آمونیوم نیترات در آب



اگر انرژی شکستن پیوندها 500 kJ و انرژی تشکیل پیوندها 750 kJ باشد، ΔH را محاسبه کنید.

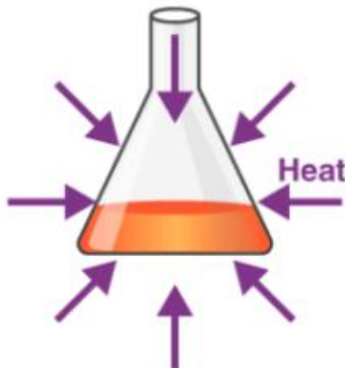
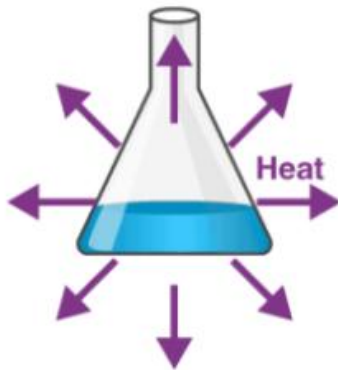
پاسخ:

$$\Delta H = H(\text{products}) - H(\text{reactants})$$

$$\Delta H = (-750) - (-500) = -250 \text{ kJ}$$

پس واکنش گرماده است.

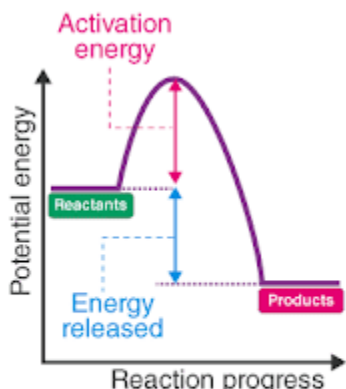
نکته : واکنش‌های گرماده معمولاً خودبه‌خودی‌اند، اما واکنش‌های گرماگیر به انرژی خارجی (مانند حرارت یا نور) نیاز دارند.



نمودارهای انرژی و مقایسه واکنش‌ها

برای درک بهتر تفاوت بین واکنش‌های گرماده و گرماگیر، از نمودار انرژی (Energy Profile Diagram) استفاده می‌شود.

نمودار واکنش گرماده:

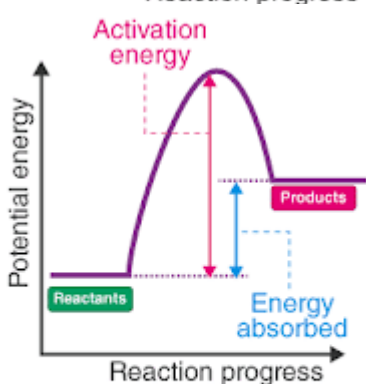


در این نمودار، انرژی واکنش‌دهنده‌ها بالاتر از محصولات است.

اختلاف ارتفاع بین آن‌ها همان ΔH (منفی) است.

نمونه: واکنش سوختن متان $\leftarrow$ انرژی آزاد می‌شود.

نمودار واکنش گرماگیر:



در این نمودار، انرژی محصولات بالاتر است، یعنی ΔH مثبت است.

نمونه: واکنش تجزیه CaCO_3 نیاز به حرارت دارد.

مفهوم انرژی فعال‌سازی (Activation Energy – E_a):

برای شروع هر واکنش، مقدار اولیه‌ای از انرژی لازم است تا پیوندهای واکنش‌دهنده شکسته شوند.

حتی واکنش‌های گرماده نیز بدون این انرژی اولیه آغاز نمی‌شوند.

مثال: در واکنش سوختن متان، جرقه یا شعله، انرژی فعال‌سازی را فراهم می‌کند.

چرا با وجود اینکه واکنش سوختن گرماده است، به جرقه نیاز دارد؟

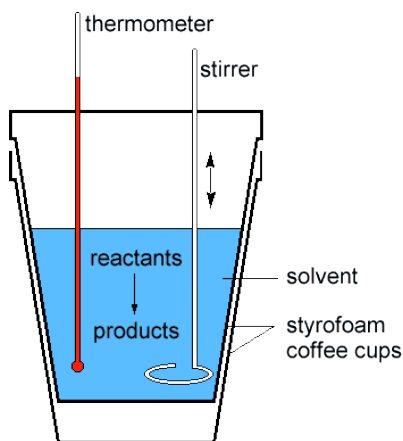
پاسخ: زیرا پیوندهای مولکول‌های O_2 و CH_4 باید ابتدا شکسته شوند و این کار مستلزم دریافت انرژی اولیه است (انرژی فعال‌سازی).

Endothermic Reaction

آزمایش کالریمتری (Calorimetry) و محاسبه تغییر انرژی

مفهوم کالریمتری: کالریمتری یعنی اندازه‌گیری مقدار گرمای آزاد یا جذب‌شده در یک واکنش.

در آزمایشگاه از ظرفی به نام کالری‌متر (Calorimeter) استفاده می‌شود.



وسایل لازم برای آزمایش ساده:

* ظرف پلی‌استایرن (عایق حرارتی)

* دماسنج

* محلول اسید (مثلاً HCl)

* محلول باز (مثلاً NaOH)

* همزن

مراحل انجام آزمایش:

1. دمای اولیه اسید و باز را اندازه بگیر.

2. باز را به اسید اضافه کن و سریع هم بزن.

3. دمای نهایی را یادداشت کن.

4. تغییر دما (ΔT) را حساب کن.

فرمول محاسبه انرژی آزادشده:

$$Q = m \times c \times \Delta T$$

که در آن:

$$m = \text{كتله محلول (g)}$$

$$c = \text{ظرفیت گرمایی ویژه آب (4.18 J/g}^\circ\text{C)}$$

$$\Delta T = \text{تغییر دما}$$

اگر 50 g محلول در واکنش $\text{HCl} + \text{NaOH}$ ، دمای آن از 25°C به 32°C برسد، انرژی آزادشده را محاسبه کن.

پاسخ:

$$Q = m \times c \times \Delta T$$

$$(25 - 32) \times 4.18 \times 50 =$$

$$1463 = 7 \times 4.18 \times 50 = J = 1.46 \text{ kJ}$$

پس واکنش گرماده است.

نکته ایمنی: در واکنش‌های اسید و باز، هنگام ترکیب باید ظرف عایق حرارتی باشد تا گرما به محیط انتقال نیابد.

اگر واکنش گرماگیر باشد، دمای محلول در آزمایش کالریمتری چه تغییری می‌کند؟

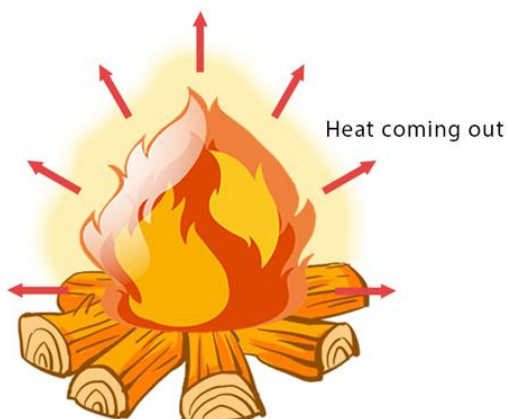
پاسخ: دما کاهش می‌یابد چون واکنش گرما از محیط می‌گیرد.

تغییرات آنتالپی در واکنش‌های احتراق (Combustion Reactions)

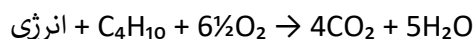
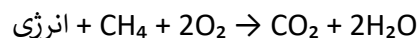
واکنش‌های احتراق (Combustion) یکی از مهم‌ترین واکنش‌های گرماده‌اند، زیرا مقدار زیادی انرژی در قالب گرما آزاد می‌کنند. این انرژی همان است که برای گرم کردن، پخت‌وپز، تولید برق یا حرکت وسایل نقلیه استفاده می‌شود.

تعریف: احتراق یعنی ترکیب یک ماده (معمولاً سوخت) با اکسیژن، که منجر به تولید اکسیدها و آزاد شدن گرما می‌شود.

Burning of wood



نمونه واکنش‌ها:



مفهوم انرژی آزادشده:

در احتراق، پیوندهای C-H و C-C شکسته می‌شوند (نیازمند انرژی) و پیوندهای قوی‌تر C=O و O-H در محصولات تشکیل می‌شوند (آزادکننده انرژی).

چون انرژی آزادشده در مرحله دوم بیشتر است، ΔH منفی و واکنش گرماده است.

کاربردهای واقعی:

* سوختن گاز متان در اجاق‌ها

* احتراق بنزین در موتورها

* سوختن زغال‌سنگ در نیروگاه‌ها

اگر سوختن 1 mol متان (CH_4) مقدار 890 kJ انرژی آزاد کند، انرژی آزادشده از سوختن 0.5 mol متان چقدر است؟

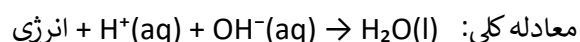
پاسخ: $445 = 890 \times 0.5$ kJ انرژی آزاد می‌شود.

نکته ایمنی: در آزمایش احتراق، باید از چراغ بونزن یا مشعل ایمن استفاده شود و شعله مستقیماً به کالری‌متر برخورد نکند تا دوده تولید نشود.

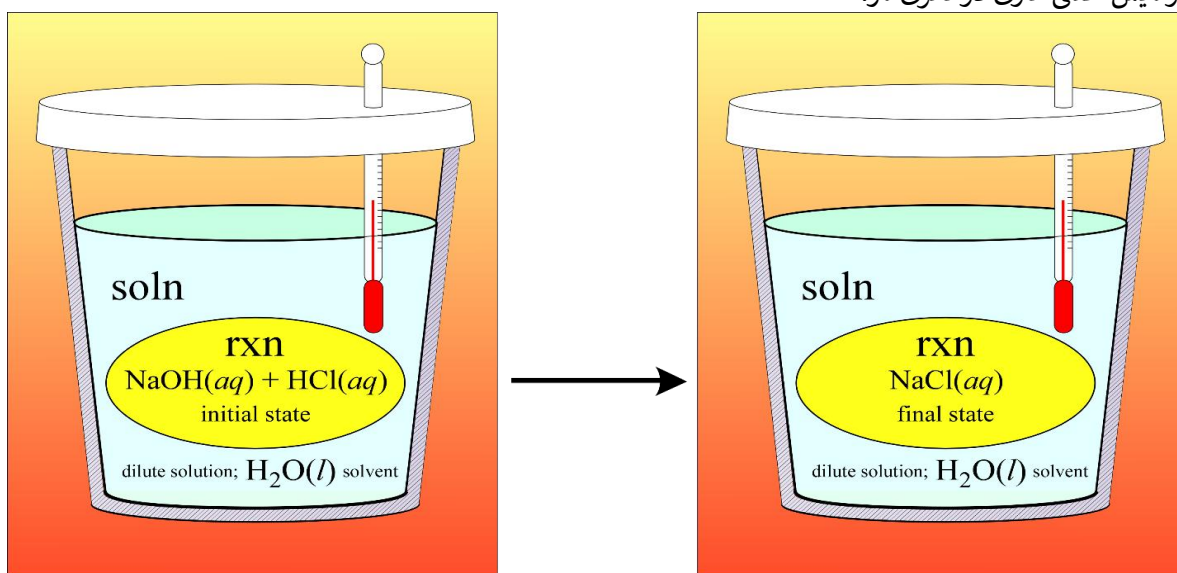
تغییرات انرژی در واکنش‌های خنثی‌سازی (Neutralization)

واکنش بین اسید و باز همیشه گرماده است.

در این واکنش یون‌های H^+ و OH^- ترکیب شده و مولکول آب تشکیل می‌دهند.



آزمایش خنثی سازی در کالری متر:



وسایل لازم:

* محلول HCl (0.5 mol/dm^3)* محلول NaOH (0.5 mol/dm^3)

* دماسنج

* فنجان فوم (کالری متر ساده)

* همزن

مراحل آزمایش:

1. دمای اولیه دو محلول را اندازه بگیر.

2. NaOH را به HCl اضافه کن و سریع هم بزن.

3. دمای نهایی را ثبت کن.

4. تغییر دما (ΔT) و مقدار انرژی آزاد شده را محاسبه کن.

فرمول محاسبه:

Heat Energy

$$Q = mc\Delta T$$

Q = Energy
 m = mass
 c = specific heat capacity
 ΔT = change in temperature

$$Q = m \times c \times \Delta T$$

اگر 50 g محلول، دمای آن از 25°C به 31°C برسد:

$$Q = 50 \times 4.18 \times (31 - 25) = 1254 \text{ J} = 1.25 \text{ kJ}$$

توضیح علمی: در واکنش خنثی سازی، تنها پیوندی که تشکیل می شود، پیوند O-H در مولکول آب است.

از این رو مقدار انرژی آزاد شده در تمام واکنش های اسید و باز تقریباً مشابه است (حدود 57 kJ/mol).

چرا هنگام انجام واکنش خنثی سازی دمای محلول بالا می رود؟

پاسخ: چون انرژی آزاد شده از تشکیل مولکول های آب به صورت گرما به محلول منتقل می شود.

تغییرات آنتالپی در واکنش های انحلال (Dissolving Reactions)

زمانی که مواد در آب حل می شوند، بسته به نوع ماده، واکنش می تواند گرماده یا گرماگیر باشد. این موضوع به برهم کنش میان یون ها و مولکول های آب بستگی دارد.

مراحل انرژی در انحلال:

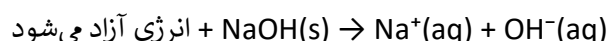
1. شکستن پیوندهای میان ذرات جامد (نیاز به انرژی دارد).
2. جدا شدن مولکول های آب برای ایجاد فضا (نیاز به انرژی).
3. تشکیل برهم کنش های جدید بین یون ها و مولکول های آب (آزادکننده انرژی).

نتیجه:

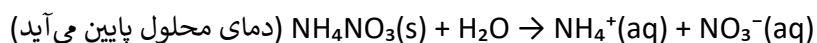
اگر انرژی آزاد شده در مرحله 3 بیشتر باشد ← واکنش گرماده است.

اگر کمتر باشد ← واکنش گرماگیر است.

نمونه های گرماده:



نمونه های گرماگیر:



آزمایش ساده انحلال:

وسایل: دماسنج، بشر، آب مقطر، NaOH جامد، NH_4Cl جامد

روش انجام:



1. دمای اولیه آب را یادداشت کن.
2. مقدار کمی از نمک جامد را اضافه کن و هم بزن.
3. دمای نهایی را ثبت کن و تغییر آن را مشاهده کن.

مشاهده:

* در NaOH ← دما افزایش می یابد (گرماده)

* در NH_4Cl ← دما کاهش می یابد (گرماگیر)

چرا هنگام حل شدن NH_4NO_3 دمای محلول پایین می آید؟

پاسخ: چون انرژی لازم برای جدا شدن یون‌های NH_4^+ و NO_3^- از شبکه بلوری بیشتر از انرژی آزاد شده در برهم‌کنش با مولکول‌های آب است.

مقایسه و تحلیل تغییرات آنتالپی در واکنش‌های مختلف

نوع واکنش	مثال	نوع تغییر انرژی	ΔH	مشاهده در آزمایش
احتراق	$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	گرما ده	منفی (-)	دما بالا می‌رود، شعله ایجاد می‌شود
خنثی سازی	$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	گرما ده	منفی (-)	دمای محلول افزایش می‌یابد.
انحلال NaOH	$\text{NaOH(s)} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$	گرما ده	منفی (-)	دمای آب افزایش می‌یابد.
انحلال NH_4NO_3	$\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$	گرما گیر	مثبت (+)	دمای محلول کاهش می‌یابد

در واکنش خنثی‌سازی، دمای محلول از 22°C به 29°C می‌رسد.

اگر کتله محلول 100 g باشد، مقدار انرژی آزاد شده را محاسبه کن.

پاسخ:

$$Q = m \times c \times \Delta T$$

$$Q = 100 \times 4.18 \times (29 - 22) = 2926 \text{ J} = 2.93 \text{ kJ}$$

توضیح علمی تکمیلی:

در همه این واکنش‌ها تغییرات آنتالپی (ΔH) نمایانگر میزان انرژی است که در پیوندها ذخیره یا آزاد می‌شود.

دانستن ΔH به دانشمندان کمک می‌کند واکنش‌های صنعتی را کنترل کنند تا انرژی کمتر تلف شود یا از انرژی آزاد شده بهینه استفاده گردد.

تمرینات مروری مباحث فصل ششم بخش اول

۱. در کدام نوع واکنش، انرژی به صورت گرما به محیط آزاد می‌شود؟

(A) واکنش گرماگیر (B) واکنش خنثی‌سازی (C) تجزیه کربنات کلسیم (D) انحلال NH_4NO_3 در آب

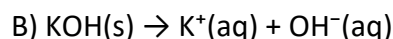
۲. اگر در یک واکنش، انرژی محصولات کمتر از انرژی واکنش‌دهنده‌ها باشد، ΔH چه علامتی دارد؟

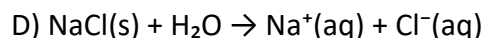
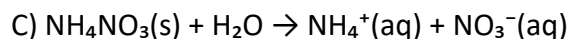
(A) مثبت (B) صفر (C) منفی (D) غیرقابل تعیین

۳. در آزمایش کالریمتری، اگر دمای محلول از 25°C به 33°C افزایش یابد، واکنش از چه نوع است؟

(A) گرماگیر (B) گرما ده (C) خنثی (D) بدون تغییر انرژی

۴. کدام یک از انحلال‌های زیر گرماگیر است؟





5. تفاوت بین واکنش گرماده و گرماگیر را از نظر تغییر آنتالپی (ΔH) توضیح دهید و برای هر کدام یک مثال بنویسید.

6. در یک آزمایش کالریمتری، 50 g محلول باعث افزایش دما از 24°C به 31°C می‌شود. مقدار انرژی آزاد شده را محاسبه کنید.

(با فرض $c = 4.18 \text{ J/g}^\circ\text{C}$)

7. چرا واکنش سوختن متان (CH_4) نیاز به جرقه دارد، در حالی که خود گرماده است؟

8. در آزمایش انحلال NH_4Cl در آب، دمای محلول از 25°C به 18°C کاهش یافت. این کاهش دما چه نوع تغییری در آنتالپی را نشان می‌دهد و چرا؟

فصل ششم - بخش دوم

مفهوم انرژی پیوند (Bond Energy)

در شیمی، پیوند شیمیایی نیرویی است که اتم‌ها را در مولکول‌ها کنار هم نگه می‌دارد. برای شکستن هر پیوند، انرژی لازم است و برای تشکیل آن، انرژی آزاد می‌شود.

به مقدار انرژی لازم برای شکستن یک مول از پیوندهای معین در حالت گازی، انرژی پیوند (Bond Energy) گفته می‌شود. تعریف رسمی:

انرژی پیوند = مقدار انرژی مورد نیاز برای شکستن یک مول از پیوندها در حالت گازی.

مثال‌ها:

* انرژی پیوند H-H در H_2 برابر 436 kJ/mol است.

* انرژی پیوند O=O در O_2 برابر 498 kJ/mol است.

* انرژی پیوند C-H در CH_4 برابر 412 kJ/mol است.

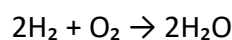
نکته مهم: شکستن پیوند همیشه گرماگیر (Endothermic) است زیرا انرژی برای غلبه بر نیروی بین اتم‌ها لازم است.

اما تشکیل پیوندها گرماده (Exothermic) است زیرا انرژی آزاد می‌شود.

نتیجه: در هر واکنش شیمیایی، اگر انرژی آزاد شده از تشکیل پیوندها بیشتر از انرژی مصرف شده برای شکستن پیوندها باشد ← واکنش گرماده است.

اگر برعکس باشد ← واکنش گرماگیر است.

مثال: وقتی هیدروژن و اکسیژن واکنش داده و آب تشکیل می‌دهند:



انرژی‌های پیوند:

$$\text{H-H} = 436 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{O=O} = 498 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{O-H} = 463 \text{ kJ/mol}$$

محاسبه:

$$\text{انرژی لازم برای شکستن پیوندها} = (498 \times 1) + (436 \times 2) = 1370 \text{ kJ}$$

$$\text{انرژی آزاد شده از تشکیل پیوندها} = 463 \times 4 = 1852 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = 1370 - 1852 = -482 \text{ kJ (گرما ده)}$$

انرژی آزاد شده باعث گرم شدن محیط می شود.

نحوه محاسبه ΔH با استفاده از انرژی پیوندها

برای محاسبه تغییر آنتالپی یک واکنش، باید مراحل زیر طی شود:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ_{f \text{ product}} - \sum \Delta H^\circ_{f \text{ reactant}}$$

1. تمام پیوندهای واکنش دهنده را بنویس.

2. تمام پیوندهای محصولات را بنویس.

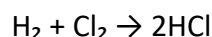
3. انرژی پیوندهای شکسته شده و تشکیل شده را جمع بزن.

4. با فرمول زیر ΔH را محاسبه کن:

فرمول کلی:

$$\Delta H = \text{مجموع انرژی پیوندهای شکسته شده} - \text{مجموع انرژی پیوندهای تشکیل شده}$$

مثال : محاسبه ΔH برای واکنش زیر:



داده ها:

$$\text{H-H} = 436 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{Cl-Cl} = 242 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{H-Cl} = 431 \text{ kJ/mol}$$

محاسبه:

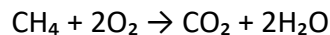
$$\text{انرژی شکستن پیوندها} = 242 + 436 = 678 \text{ kJ}$$

$$\text{انرژی تشکیل پیوندها} = 431 \times 2 = 862 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = 678 - 862 = -184 \text{ kJ/mol}$$

واکنش گرماده است.

مثال: محاسبه ΔH برای واکنش:



داده‌های پیوند:

$$\text{C-H} = 412, \text{O}=\text{O} = 498, \text{C}=\text{O} = 805, \text{O-H} = 463$$

$$\text{انرژی شکستن} = (412 \times 4) + (498 \times 2) = 2644 \text{ kJ}$$

$$\text{انرژی تشکیل} = (805 \times 2) + (463 \times 4) = 3462 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = 2644 - 3462 = -818 \text{ kJ/mol} \text{ (گرماده)}$$

ارتباط بین آنتالپی و پایداری ترکیبات

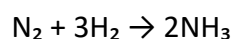
هرچه انرژی پیوند بیشتر باشد، پیوند قوی‌تر و ترکیب پایدارتر است.

بنابراین، مواد با پیوندهای قوی‌تر معمولاً انرژی کمتری در واکنش آزاد می‌کنند.

نکات: * مولکول‌هایی با پیوندهای قوی‌تر مانند N_2 (انرژی پیوند $\text{N} \equiv \text{N} = 945 \text{ kJ/mol}$) بسیار پایدارند و واکنش‌پذیری کمی دارند.

* مولکول‌هایی با پیوندهای ضعیف‌تر مانند H_2 یا Cl_2 راحت‌تر واکنش می‌دهند.

در واکنش بین N_2 و H_2 برای تولید NH_3 ، انرژی زیادی لازم است تا پیوندهای سه‌گانه نیتروژن شکسته شوند:



$$(945 + 436 \times 3) \text{ برای شکستن پیوندها}$$

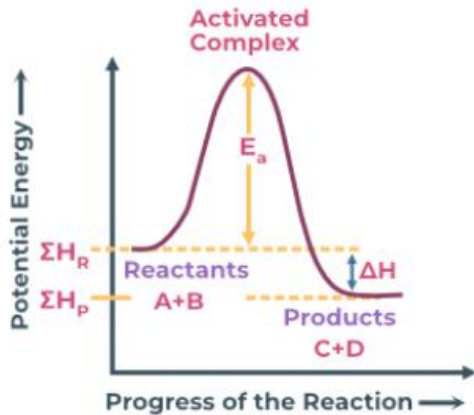
$$(391 \times 6) \text{ برای تشکیل پیوندها}$$

$$\Delta H = (945 + 1308) - 2346 = -93 \text{ kJ/mol} \text{ (گرماده)}$$

اما چون انرژی فعال‌سازی بالاست، واکنش به دمای زیاد و کاتالیزور نیاز دارد.

تحلیل نمودار انرژی و تفسیر ΔH

در نمودار انرژی، محور افقی نشان‌دهنده پیشرفت واکنش و محور عمودی انرژی کل سیستم است.



دو حالت اصلی وجود دارد:

۱. واکنش گرما ده (Exothermic):

* محصولات انرژی کمتری دارند.

* ΔH منفی است.

* گرما آزاد می‌شود.

نمودار انرژی (توضیحی):

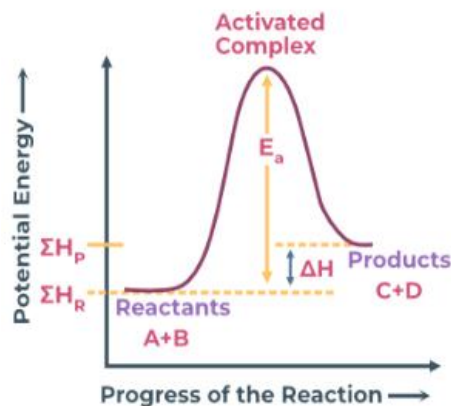
۲. واکنش گرما گیر (Endothermic):

* محصولات انرژی بیشتری دارند.

* ΔH مثبت است.

* گرما جذب می‌شود.

نمودار انرژی:



نکته کلیدی: در هر دو حالت، یک مقدار انرژی برای شروع واکنش لازم است که به آن انرژی فعال‌سازی (E_a) گفته می‌شود.

اگر کاتالیزور اضافه شود، مسیر واکنش تغییر کرده و انرژی فعال‌سازی کاهش می‌یابد، بدون اینکه مقدار ΔH عوض شود.

مثال: در واکنش تشکیل H_2O از H_2 و O_2 ، چرا شعله آتش ظاهر می‌شود؟

زیرا واکنش بسیار گرما ده است و گرمای آزاد شده باعث برانگیختگی الکترون‌ها و تابش نور مرئی (شعله) می‌شود.

واکنش: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ + انرژی

مفهوم سرعت واکنش (Rate of Reaction)

در شیمی، هر واکنش شیمیایی برای رسیدن از مواد اولیه به محصولات به زمان نیاز دارد.

سرعت واکنش نشان می‌دهد که چقدر سریع مواد واکنش‌دهنده مصرف می‌شوند یا محصولات تشکیل می‌شوند.

تعریف علمی:

سرعت واکنش = تغییر غلظت واکنش‌دهنده یا محصول در واحد زمان.

$$\text{rate} = \frac{\Delta \text{concentration}}{\Delta \text{time}}$$

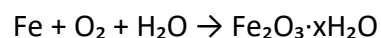
به زبان ساده، هرچه واکنش سریع‌تر باشد، مولکول‌ها در زمان کوتاه‌تری به هم برخورد کرده و تبدیل به محصولات می‌شوند. مثال‌های ساده:



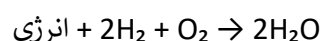
* سوختن بنزین بسیار سریع است (در چند ثانیه).

* زنگ زدن آهن بسیار کند است (در چند هفته یا ماه).

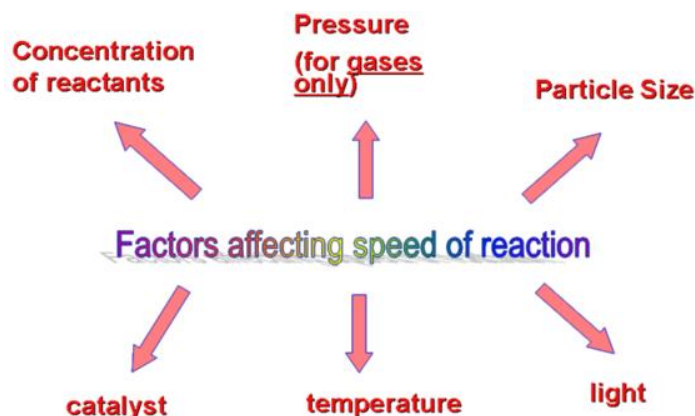
واکنش کند:



واکنش سریع:



عوامل مؤثر بر سرعت واکنش (به صورت مقدماتی):



1. غلظت واکنش دهنده‌ها

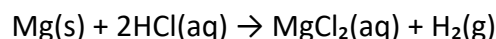
2. دما

3. سطح تماس مواد جامد

4. فشار (در گازها)

5. استفاده از کاتالیزور

مثال: در واکنش بین اسید هیدروکلریک (HCl) و منیزیم (Mg)، گاز هیدروژن تولید می‌شود:



هرچه غلظت HCl بیشتر باشد، گاز هیدروژن سریع‌تر تشکیل می‌شود.

روش‌های اندازه‌گیری سرعت واکنش:

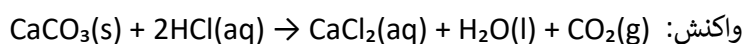
1. اندازه‌گیری حجم گاز تولیدی در واحد زمان.

2. اندازه‌گیری کاهش کتله سیستم در واکنش‌هایی که گاز تولید می‌شود.

3. اندازه‌گیری تغییر رنگ یا کدورت محلول.

آزمایش تعیین سرعت واکنش با تولید گاز

یکی از آزمایش‌های کلاسیک برای بررسی سرعت واکنش، واکنش کربنات کلسیم با اسید هیدروکلریک است.



هدف آزمایش: بررسی تأثیر غلظت اسید بر سرعت تولید گاز CO₂.

وسایل لازم:

* ترازوی دیجیتالی یا استوانه مدرج

* سنگ مرمر (CaCO_3) خردشده

* اسید هیدروکلریک با غلظت‌های مختلف

* لوله‌ی آزمایش یا ارلن و درپوش با لوله خروجی

* دماسنج

روش انجام:

1. مقدار معینی از CaCO_3 را در ارلن قرار بده.

2. حجم معینی از HCl را با غلظت مشخص به آن اضافه کن.

3. زمان را با کرنومتر شروع کن و حجم گاز CO_2 را در فواصل ۳۰ ثانیه‌ای اندازه بگیر.

4. نمودار حجم گاز (محور عمودی) در مقابل زمان (محور افقی) را رسم کن.

تحلیل نتایج:

* اگر غلظت اسید بیشتر باشد، حجم گاز سریع‌تر افزایش می‌یابد.

* در نهایت، همه نمودارها به حجم نهایی یکسانی می‌رسند، اما شیب نمودار (نشان‌دهنده سرعت اولیه) برای غلظت‌های بالاتر بیشتر است.

تفسیر نمودار:

در آغاز، سرعت بالا است (غلظت زیاد $\rightarrow$ برخورد بیشتر)،

سپس به تدریج کاهش می‌یابد تا واکنش متوقف شود.

نکته علمی: افزایش غلظت به معنی افزایش تعداد ذرات در واحد حجم است.

در نتیجه، احتمال برخورد مؤثر بین ذرات بیشتر می‌شود و سرعت واکنش افزایش می‌یابد.

تأثیر سطح تماس مواد جامد بر سرعت واکنش

وقتی یک ماده جامد در واکنش شرکت می‌کند، فقط سطح خارجی آن با واکنش‌دهنده‌ها تماس دارد.

بنابراین اگر سطح تماس افزایش یابد (مثلاً پودر در برابر تکه‌های درشت)، واکنش سریع‌تر خواهد شد.

مثال: واکنش بین پودر منیزیم و HCl سریع‌تر از واکنش بین نوار منیزیم و همان اسید است.



توضیح علمی: در پودر منیزیم، سطح تماس با اسید چندین برابر بیشتر است.

این باعث می‌شود برخوردهای مؤثر بین ذرات سریع‌تر و مکررتر اتفاق بیفتند.

آزمایش مقایسه‌ای:

* دو بشر دارای حجم مساوی از HCl را آماده کن.

* در یکی پودر CaCO_3 و در دیگری تکه‌های درشت قرار بده.

* میزان تولید گاز CO_2 را در ۳۰ ثانیه ثبت کن.

نتیجه: حجم گاز در حالت پودر بیشتر است ← واکنش سریع‌تر.

اگر 0.05 mol CaCO_3 در حالت پودر در ۱ دقیقه واکنش دهد و در حالت قطعه در ۳ دقیقه،

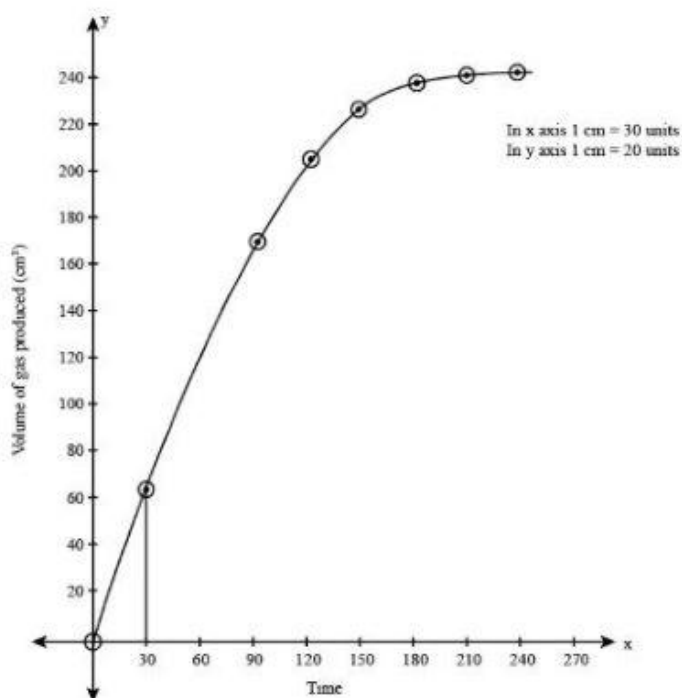
سرعت واکنش در حالت پودر چند برابر بیشتر است؟

پاسخ: سرعت $\propto 1 / \text{زمان}$

نسبت سرعت‌ها $= 1 / 3 = 3$ برابر سریع‌تر

جمع‌بندی مفهومی و تحلیل گرافیکی

نمودار حجم گاز بر حسب زمان:



* شیب زیاد در ابتدای نمودار: واکنش سریع.

* کاهش شیب با گذشت زمان: کاهش غلظت واکنش‌دهنده‌ها.

* نمودار افقی: واکنش متوقف شده است.

نمودار کتله بر حسب زمان:

در واکنش‌هایی که گاز تولید می‌شود، کتله کل سیستم کاهش می‌یابد.

هرچه سرعت واکنش بیشتر باشد، کتله سریع‌تر کم می‌شود.

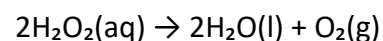
توضیح: در واکنش CaCO_3 و HCl، کتله سیستم کاهش می‌یابد چون CO_2 از سیستم خارج می‌شود.

نکته علمی: در تمام واکنش‌ها، سرعت اولیه

همیشه بیشترین است، زیرا تعداد ذرات واکنش‌دهنده در آغاز زیاد است.

با گذشت زمان، ذرات مصرف می‌شوند، برخوردها کمتر می‌شود و سرعت کاهش می‌یابد.

واکنش نمونه:



در حضور کاتالیزور MnO_2 این واکنش سریع‌تر انجام می‌شود (این موضوع در هفته سوم بررسی خواهد شد).

تمرینات مروری مباحث فصل ششم بخش دوم

۱. در واکنش روبه رو: $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ ، اگر انرژی پیوند $H-H = 436 \text{ kJ/mol}$ ، $Cl-Cl = 242 \text{ kJ/mol}$ و $H-Cl = 431 \text{ kJ/mol}$ باشد، تغییر آنتالپی واکنش (ΔH) چقدر است؟

A) $+184 \text{ kJ/mol}$ B) -184 kJ/mol C) -436 kJ/mol D) $+862 \text{ kJ/mol}$

۲. کدام گزینه به درستی تفاوت میان واکنش گرماده و گرماگیر را بیان می کند؟

(A) در گرماده، گرما جذب می شود و ΔH مثبت است.

(B) در گرماگیر، گرما آزاد می شود و ΔH منفی است.

(C) در گرماده، گرما آزاد می شود و ΔH منفی است.

(D) در گرماگیر، دما افزایش می یابد.

۳. در آزمایش واکنش $CaCO_3$ با HCl ، اگر غلظت اسید افزایش یابد، چه تغییری در واکنش رخ می دهد؟

(A) حجم نهایی گاز CO_2 تغییر می کند

(B) سرعت واکنش افزایش می یابد

(C) نوع محصول تغییر می کند

(D) مقدار $CaCO_3$ مصرف شده کمتر می شود

۴. کدام یک از گزینه های زیر سبب افزایش سرعت واکنش بین منیزیم و اسید هیدروکلریک می شود؟

(A) کاهش غلظت اسید (B) استفاده از نوار منیزیم به جای پودر (C) کاهش دمای محلول (D) استفاده از پودر منیزیم

۵. تفاوت میان «شکستن پیوند» و «تشکیل پیوند» را از نظر انرژی توضیح دهید و با مثال مشخص کنید که چرا یکی گرماگیر و دیگری گرماده است.

۶. در واکنش رو به رو: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

اگر انرژی های پیوند $C-H = 412$ ، $O=O = 498$ ، $C=O = 805$ ، $O-H = 463$ باشد، ΔH را محاسبه کنید.

۷. در آزمایش $CaCO_3$ و HCl ، چرا سرعت تولید گاز CO_2 در ابتدا زیاد و سپس کم می شود؟

۸. دو دانش آموز آزمایش سرعت واکنش بین Mg و HCl را انجام دادند.

دانش آموز A از نوار منیزیم و دانش آموز B از پودر منیزیم استفاده کرد.

کدام یک واکنش سریع تر مشاهده کرد و چرا؟

فصل ششم - بخش سوم

تأثیر دما بر سرعت واکنش ها

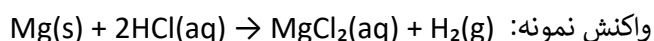
دما یکی از مهم ترین عوامل تعیین کننده سرعت واکنش است.

افزایش دما معمولاً باعث می شود واکنش های شیمیایی بسیار سریع تر انجام شوند.

اصل علمی: افزایش دما موجب افزایش انرژی جنبشی (Kinetic Energy) ذرات می‌شود، در نتیجه تعداد برخوردهای مؤثر بین ذرات افزایش می‌یابد.

توضیح فیزیکی: مولکول‌های مواد در حال حرکت و لرزش دائمی‌اند. وقتی دما بالا می‌رود، آن‌ها سریع‌تر حرکت می‌کنند، در نتیجه برخوردها هم بیشتر و شدیدتر می‌شوند.

فقط برخوردهایی که انرژی کافی دارند تا پیوندهای قبلی را بشکنند، منجر به واکنش می‌شوند (برخورد مؤثر).



اگر این واکنش در دمای اتاق (۲۵° C) انجام شود، حباب‌های هیدروژن آرام ظاهر می‌شوند،

اما در دمای بالاتر (مثلاً ۵۰° C)، تولید گاز بسیار سریع‌تر است.

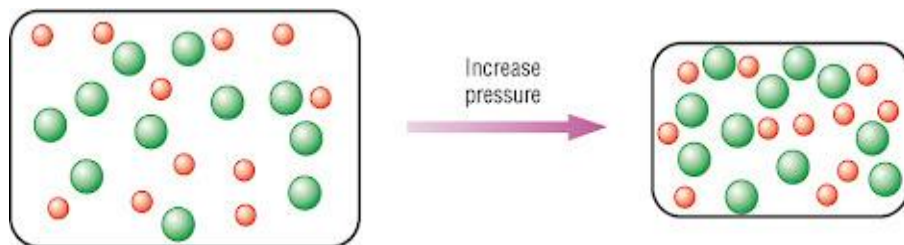
مثال: اگر واکنش در ۲۵° C در مدت ۶۰ ثانیه کامل شود، در ۵۰° C همان واکنش ممکن است تنها ۲۰ ثانیه طول بکشد. بنابراین با افزایش ۲۵ درجه، سرعت واکنش تقریباً ۳ برابر افزایش یافته است.

نکته علمی مهم: افزایش دما نه تنها باعث بیشتر شدن تعداد برخوردها می‌شود، بلکه درصد برخوردهای مؤثر را نیز افزایش می‌دهد، زیرا ذرات بیشتری انرژی لازم برای غلبه بر مانع انرژی فعال‌سازی را پیدا می‌کنند.

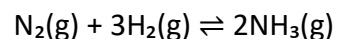
اگر نمودار توزیع انرژی مولکول‌ها رسم شود (نمودار ماکسول-بولتزمن)، در دمای بالاتر سطح زیر منحنی در قسمت برخوردهای مؤثر بزرگ‌تر می‌شود، و این یعنی سرعت واکنش بیشتر است.

تأثیر فشار (در گازها) و غلظت بر سرعت واکنش‌ها

در واکنش‌هایی که شامل گاز هستند، افزایش فشار یکی از روش‌های مؤثر برای افزایش سرعت واکنش است.



اصل علمی: افزایش فشار باعث می‌شود مولکول‌های گاز به یکدیگر نزدیک‌تر شوند و تعداد برخوردها در واحد زمان افزایش یابد. مثال: واکنش بین گاز نیتروژن و گاز هیدروژن برای تولید آمونیاک:

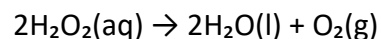


در این واکنش، افزایش فشار باعث می‌شود که تعداد برخوردهای بین مولکول‌های H_2 و N_2 بیشتر شود و سرعت تشکیل NH_3 افزایش یابد. واکنش: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$

ارتباط فشار با غلظت: در گازها، افزایش فشار دقیقاً مانند افزایش غلظت در محلول‌هاست، چون در هر دو حالت تعداد مولکول‌ها در واحد حجم زیاد می‌شود.

نتیجه: فشار زیاد $\leftarrow$ برخورد بیشتر $\leftarrow$ سرعت واکنش زیادتر.

مثالی دیگر: در واکنش تجزیه H_2O_2 برای تولید O_2 ، اگر غلظت H_2O_2 افزایش یابد، مقدار اکسیژن آزاد شده در هر ثانیه نیز بیشتر خواهد شد:



اگر از محلول 10% پراکسید استفاده شود، واکنش آهسته است،

اما محلول 30% همان واکنش را در زمان کوتاه‌تری کامل می‌کند.

نکته تحلیلی: تأثیر غلظت یا فشار در آغاز واکنش بیشترین مقدار را دارد،

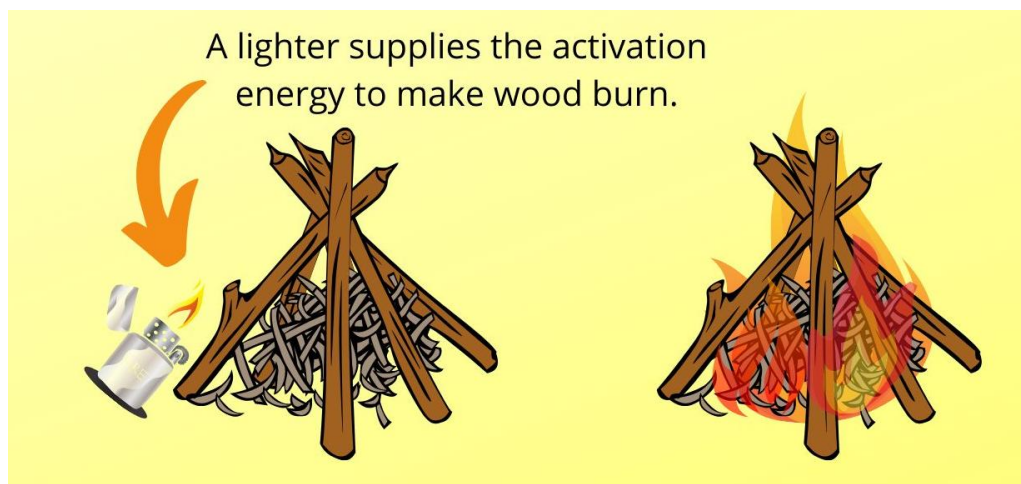
اما با پیشرفت واکنش و مصرف مواد، اثر آن تدریجاً کاهش می‌یابد.

نقش کاتالیزور (Catalyst) در واکنش‌ها

کاتالیزور ماده‌ای است که سرعت واکنش را افزایش می‌دهد بدون اینکه خودش در پایان واکنش مصرف شود.

تعریف: کاتالیزور مسیر واکنش را تغییر می‌دهد تا انرژی فعال‌سازی کاهش یابد و واکنش سریع‌تر انجام شود.

توضیح مفهومی:



هر واکنش برای آغاز نیاز به مقدار معینی انرژی دارد که به آن انرژی فعال‌سازی (E_a) گفته می‌شود.

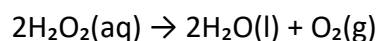
کاتالیزور با ایجاد مسیر جایگزین برای واکنش، مقدار این انرژی را کاهش می‌دهد.

نتیجه: ذرات بیشتری انرژی کافی برای شروع واکنش دارند ← برخوردهای مؤثر افزایش می‌یابد ← سرعت واکنش بیشتر می‌شود.

مثال‌های واقعی:

واکنش	کاتالیزور	توضیح
تجزیه $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$	MnO_2 (منگنز دی‌اکسید)	اکسیژن سریع آزاد می‌شود
سنتز آمونیاک (فرایند هابر)	Fe	واکنش در دمای پایین‌تر ممکن می‌شود
تبدیل آلکن به آلکان	نیکل (Ni)	در صنعت هیدروژناسیون چربی‌ها استفاده می‌شود

واکنش آزمایشی:



(در حضور MnO_2 سرعت تولید اکسیژن چند برابر می شود)

مشاهده تجربی: وقتی چند قطره MnO_2 به محلول H_2O_2 اضافه شود، تولید گاز O_2 به صورت سریع و پیوسته آغاز می شود، در حالی که بدون کاتالیزور، واکنش ممکن است چندین دقیقه طول بکشد.

نکته مهم: کاتالیزور ΔH واکنش را تغییر نمی دهد، بلکه فقط مسیر انجام واکنش را تغییر می دهد.

یعنی مقدار انرژی آزاد یا جذب شده در کل ثابت می ماند،

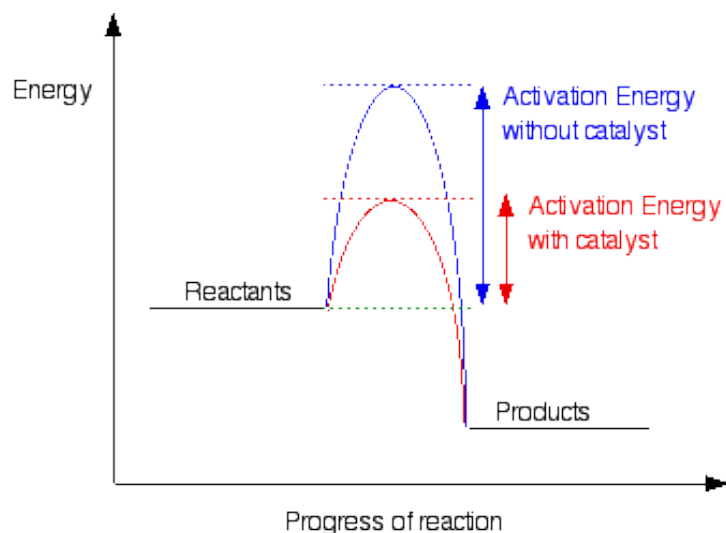
اما واکنش سریع تر به حالت تعادل می رسد.

انرژی فعال سازی (Activation Energy) و نمودار انرژی

انرژی فعال سازی (E_a) مقدار انرژی حداقلی است که ذرات باید داشته باشند تا هنگام برخورد بتوانند پیوندهای قدیمی را بشکنند و پیوندهای جدید تشکیل دهند.

تعریف رسمی: انرژی فعال سازی = حداقل انرژی لازم برای شروع واکنش شیمیایی.

نمودار انرژی برای واکنش بدون کاتالیزور:



در این نمودار:

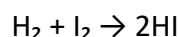
* قله منحنی نشان دهنده حالت انتقالی است.

* فاصله بین انرژی واکنش دهنده ها و قله منحنی همان انرژی فعال سازی است.

نمودار با کاتالیزور:

کاتالیزور مسیر واکنش را کوتاه تر می کند، پس قله انرژی پایین تر است.

مثال: در واکنش بین H_2 و I_2 برای تشکیل HI :



انرژی فعال سازی بالا است،

اما اگر از کاتالیزور استفاده شود (مثلاً پلاتین)، واکنش حتی در دمای پایین تر هم انجام می شود،

زیرا پلاتین سطحی برای جذب مولکول ها فراهم کرده و باعث افزایش تعداد برخوردهای مؤثر می شود.

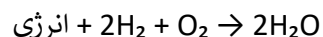
تشبیه ساده برای درک E_a :

انرژی فعال سازی مانند «تپه ای» است که واکنش باید از آن عبور کند.

کاتالیزور این تپه را کوتاه تر می کند،

اما مقصد نهایی (مقدار انرژی محصولات) همان است.

واکنش نمونه نهایی:

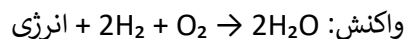


(احتراق هیدروژن با جرقه آغاز می‌شود چون جرقه انرژی فعال‌سازی را تأمین می‌کند)

مثال: چرا واکنش بین گاز هیدروژن و اکسیژن خودبه‌خود در دمای اتاق انجام نمی‌شود،

در حالی که واکنش بسیار گرماده است؟

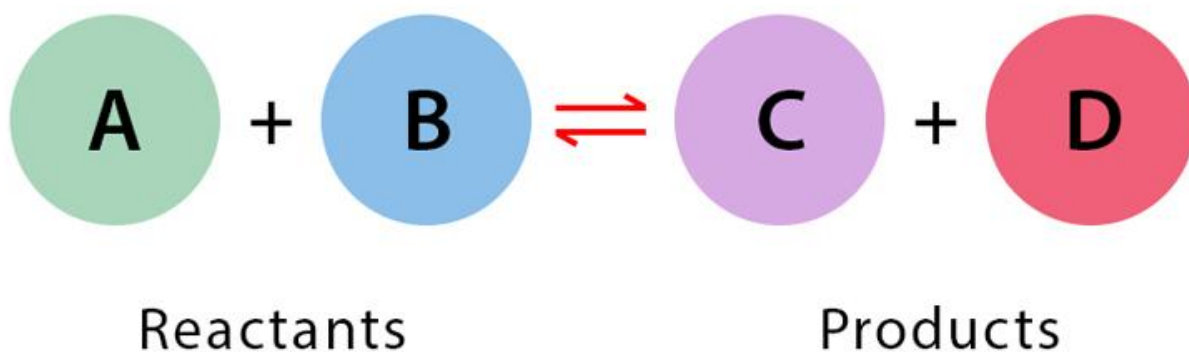
پاسخ: زیرا در دمای اتاق، انرژی ذرات برای غلبه بر سد انرژی فعال‌سازی کافی نیست. جرقه این انرژی اولیه را فراهم می‌کند تا واکنش آغاز شود.



مفهوم واکنش برگشت‌پذیر (Reversible Reaction)

در بیشتر واکنش‌هایی که می‌خوانیم، فرض می‌کنیم مواد اولیه به محصولات تبدیل می‌شوند و واکنش پایان می‌یابد.

اما در بسیاری از واکنش‌های واقعی، این‌گونه نیست، محصولات می‌توانند دوباره با هم واکنش دهند و مواد اولیه را تشکیل دهند. به این واکنش‌ها واکنش‌های برگشت‌پذیر (Reversible Reactions) گفته می‌شود.

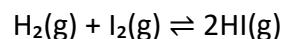


تعریف علمی: واکنشی است که در آن محصولات می‌توانند دوباره به مواد اولیه تبدیل شوند.

نماد واکنش برگشت‌پذیر به صورت زیر نوشته می‌شود: $A + B \rightleftharpoons C + D$

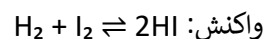
علامت $\rightleftharpoons$ نشان می‌دهد که واکنش در هر دو جهت انجام می‌شود، هم به جلو (Forward) و هم به عقب (Backward).

مثال ساده: وقتی هیدروژن و ید بخار با هم ترکیب شوند، هیدروژن یدید تشکیل می‌شود:

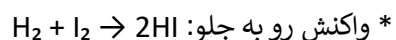


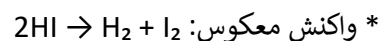
در ابتدا واکنش فقط در جهت مستقیم (تشکیل HI) پیش می‌رود،

اما وقتی مقدار HI زیاد می‌شود، واکنش معکوس نیز آغاز می‌گردد تا دوباره مقداری H_2 و I_2 تولید شود.



توضیح مولکولی: در سیستم بسته (که گازها نمی‌توانند خارج شوند)، دو فرآیند هم‌زمان رخ می‌دهند:

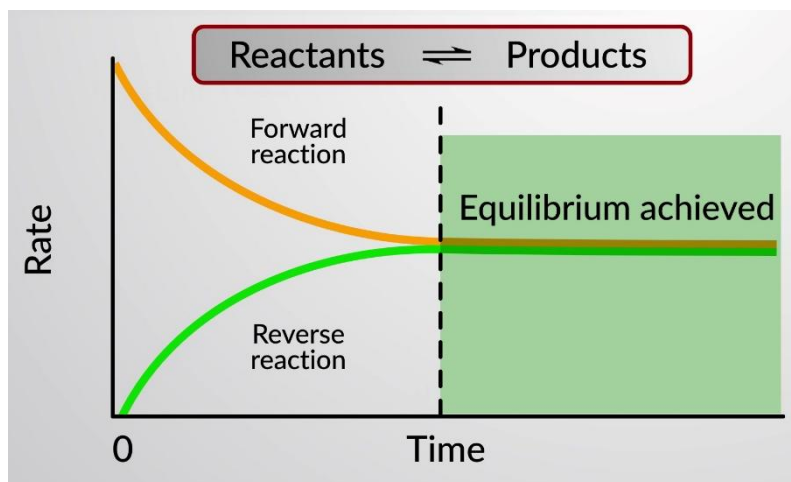




در آغاز سرعت واکنش رو به جلو زیاد است چون H_2 و I_2 زیادند، اما به مرور محصولات زیاد شده و واکنش معکوس هم سریع تر می شود. در نهایت، دو واکنش با سرعت برابر پیش می روند در این حالت، سیستم به تعادل می رسد.

مفهوم تعادل کیمیایی (Chemical Equilibrium)

تعریف: تعادل کیمیایی زمانی برقرار می شود که سرعت واکنش رو به جلو و سرعت واکنش معکوس با هم برابر شوند. در این حالت، غلظت مواد اولیه و محصولات ثابت می ماند (اما واکنش ها هنوز در حال انجام اند).



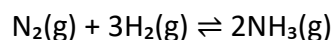
به همین دلیل آن را تعادل پویا (Dynamic Equilibrium) می نامند.

ویژگی های تعادل پویا:

1. واکنش در سیستم بسته اتفاق می افتد (هیچ ماده ای وارد یا خارج نمی شود).
2. دو واکنش مخالف هم زمان انجام می شوند.
3. سرعت دو واکنش برابر است.
4. غلظت مواد اولیه و محصولات ثابت می ماند (ولی برابر نیست).

نمونه واکنش آزمایشگاهی:

در واکنش بین گازهای نیتروژن و هیدروژن برای تولید آمونیاک:



در ابتدا فقط واکنش رو به جلو انجام می شود،

اما با تشکیل آمونیاک، واکنش معکوس (تجزیه NH_3) نیز آغاز می شود.

در نهایت تعادل برقرار می شود، یعنی سرعت دو واکنش برابر می گردد.

توضیح: در تعادل پویا، مولکول ها هنوز هم واکنش می دهند،

اما چون سرعت ها برابرند، تغییر قابل مشاهده ای در غلظت دیده نمی شود.

مانند دو جریان آب که از دو طرف با شدت یکسان به هم می ریزند؛ سطح آب ثابت می ماند،

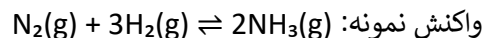
ولی جریان همچنان ادامه دارد.

اصل لوشاتلیه (Le Chatelier's Principle)

اصل لوشاتلیه توضیح می دهد که وقتی یک سیستم در حالت تعادل قرار دارد، اگر در شرایط آن تغییری ایجاد شود (مثلاً دما، فشار، یا غلظت)، سیستم به گونه ای واکنش نشان می دهد که اثر تغییر را کاهش دهد و دوباره به تعادل برسد.

تعریف: اگر بر سیستم در حال تعادل فشار، دما یا غلظت تغییر یابد، تعادل به سویی جابه‌جا می‌شود که اثر تغییر را خنثی کند.

۱. تغییر غلظت:



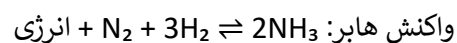
* اگر غلظت H_2 یا N_2 افزایش یابد $\leftarrow$ تعادل به سمت راست (تشکیل NH_3) می‌رود.

* اگر غلظت NH_3 افزایش یابد $\leftarrow$ تعادل به سمت چپ (تجزیه NH_3) جابه‌جا می‌شود.

نتیجه: افزایش غلظت واکنش‌دهنده‌ها تولید محصول را افزایش می‌دهد.

۲. تغییر دما:

در واکنش‌های برگشت‌پذیر، یکی از جهت‌ها گرماده و دیگری گرماگیر است.



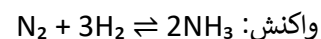
* اگر دما افزایش یابد $\leftarrow$ واکنش گرماگیر (جهت چپ) تقویت می‌شود.

* اگر دما کاهش یابد $\leftarrow$ واکنش گرماده (جهت راست) تقویت می‌شود.

نتیجه: کاهش دما باعث تولید بیشتر NH_3 می‌شود (در صنعت برای تولید آمونیاک دمای پایین‌تر مطلوب است).

۳. تغییر فشار:

اثر فشار فقط در واکنش‌هایی دیده می‌شود که تعداد مول‌های گاز در دو سمت واکنش متفاوت است.



در سمت چپ ۴ مول گاز وجود دارد، در سمت راست فقط ۲ مول.

افزایش فشار تعادل را به سمتی می‌برد که مول‌های گاز کمتری دارد (سمت راست).

نتیجه: افزایش فشار تولید NH_3 را افزایش می‌دهد.

سؤال تحلیلی: اگر فشار افزایش یابد و دما هم بالا برود، تعادل در واکنش هابر به کدام سمت می‌رود؟

پاسخ:

افزایش فشار $\leftarrow$ به سمت راست (تشکیل NH_3)

افزایش دما $\leftarrow$ به سمت چپ (تجزیه NH_3)

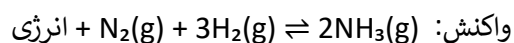
بنابراین اثرها متضادند؛ نتیجه نهایی بستگی به مقدار تغییرات دارد.

بررسی تعادل در سیستم‌های واقعی و کاربردها

تعادل‌های کیمیاوی تنها در کتاب نیستند در بسیاری از فرآیندهای صنعتی و زیستی وجود دارند.

۱. فرآیند هابر (Haber Process):

برای تولید آمونیاک (NH_3) از نیتروژن و هیدروژن.



شرایط صنعتی:

* دما $\approx 450^\circ\text{C}$

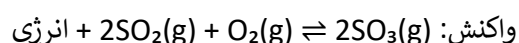
* فشار $\approx 200 \text{ atm}$

* کاتالیزور: آهن (Fe)

تحلیل: دما پایین تولید NH_3 را زیاد می کند ولی واکنش را کند می سازد،

بنابراین دمای متوسط انتخاب می شود تا هم بازده مناسب باشد و هم سرعت قابل قبول.

۲. تولید SO_3 در فرآیند تماس (Contact Process):

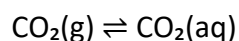


در این واکنش نیز افزایش فشار و کاهش دما تولید SO_3 را افزایش می دهد.

کاتالیزور استفاده شده: V_2O_5 (اکسید وانادیوم).

۳. نمونه ی روزمره:

در نوشیدنی های گازدار (Carbonated Drinks) گاز CO_2 در تعادل با محلول است:



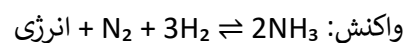
وقتی بطری باز می شود، فشار کاهش می یابد، تعادل به سمت چپ می رود و گاز آزاد می شود (به صورت حباب).

۴. تأثیر کاتالیزور بر تعادل: کاتالیزور فقط سرعت رسیدن به تعادل را افزایش می دهد، اما مکان تعادل (نسبت محصولات به واکنش دهنده ها) را تغییر نمی دهد.

یعنی مقدار نهایی NH_3 در حضور یا عدم حضور کاتالیزور یکسان است، ولی با کاتالیزور تعادل سریع تر برقرار می شود.

سؤال: در واکنش $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ ، اگر غلظت H_2 کاهش یابد، تعادل در کدام جهت جابه جا می شود؟

پاسخ: تعادل به سمت چپ (واکنش معکوس) حرکت می کند تا H_2 بیشتری تولید شود و تغییر جبران گردد.



تمرینات مروری مباحث فصل ششم بخش سوم

۱. در یک واکنش، وقتی دما افزایش می یابد، چرا سرعت واکنش زیاد می شود؟

(A) چون غلظت مواد زیاد می شود.

(B) چون ذرات انرژی فعال سازی کمتری نیاز دارند.

(C) چون تعداد برخوردهای مؤثر بین ذرات بیشتر می شود.

- (D) چون کتله مولکولی مواد تغییر می کند.
۲. کدام نمودار انرژی نشان دهنده واکنشی است که در حضور کاتالیزور انجام می شود؟
- (A) نموداری که انرژی فعال سازی آن بیشتر است.
- (B) نموداری که انرژی فعال سازی آن کمتر است.
- (C) نموداری که ΔH مثبت تر می شود.
- (D) نموداری که محصولات انرژی بیشتری دارند.
۳. در واکنش برگشت پذیر رو به رو: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ انرژی افزایش فشار باعث می شود تعادل به کدام سمت جابه جا شود؟
- (A) به سمت راست، چون تعداد مول های گاز کمتر می شود.
- (B) به سمت چپ، چون انرژی آزاد می شود.
- (C) بدون تغییر، چون دما ثابت است.
- (D) به سمت چپ، چون فشار زیاد است.
4. در واکنش رو به رو: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ اگر غلظت HI افزایش یابد، جهت جابه جایی تعادل چگونه است؟
- (A) به سمت چپ (تولید H_2 و I_2)
- (B) به سمت راست (تولید HI بیشتر)
- (C) ثابت می ماند
- (D) به سمت بالا (افزایش فشار)
5. با استفاده از نظریه برخورد (Collision Theory) توضیح دهید که چرا افزایش دما باعث افزایش سرعت واکنش می شود.
6. در واکنش تجزیه H_2O_2 به آب و اکسیژن: $2H_2O_2(aq) \rightarrow 2H_2O(l) + O_2(g)$ چگونه می توان سرعت واکنش را افزایش داد بدون اینکه ΔH تغییر کند؟
7. در واکنش تعادلی $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ انرژی، تأثیر افزایش دما و افزایش فشار را بر موقعیت تعادل توضیح دهید.
8. در سیستم بسته، واکنش زیر برقرار است: $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$ انرژی اگر مقدار SO_3 از سیستم حذف شود، چه تغییری رخ می دهد؟