

مفهوم عدد اکسایش چیست؟

به هر اتم از یک مولکول یا از یک یون مرکب (پیچیده) مانند SO_4^{2-} ، NO_3^- ، MnO_4^- و یا به هر اتم به حالت آزاد یا به صورت یون ساده مانند Na^+ ، Mg^{2+} ، Cl^- و S^{2-} عددی به نام عدد اکسایش نسبت می‌دهند. این عدد حالت اکسایش اتم مورد نظر را در نمونه‌های بالا نشان می‌دهد. تخصیص یک عدد مناسب به هر اتم، تدبیر مفیدی است که ما را در موازنه واکنشهای اکسایش- کاهش کمک می‌کند. قواعد زیر چگونگی اختصاص دادن اعداد اکسایش مناسب به اتمها را معلوم می‌دارد.

الف. عدد اکسایش کلیه اتمهای عناصر به حالت آزاد مساوی صفر است. مثلاً عدد اکسایش

اتم اکسیژن در اکسیژن آزاد (O_2) مساوی صفر است و یا عدد اکسایش P در P_4 و S

در S_8 نیز مساوی صفر است. به همین ترتیب، عدد اکسایش Fe در فلز آهن، Cu در

فلز مس و مانند آنها هم مساوی صفر است.

ب. عدد اکسایش هر یون ساده با بار الکتریکی آن برابر است. برای مثال عدد اکسایش هر

یک از یونهای Na^+ ، Ca^{2+} ، Al^{3+} ، Cl^- ، S^{2-} به ترتیب برابر $+1$ ، $+2$ ، $+3$ ، -1 و

-2 است.

ج. عدد اکسایش اتم اکسیژن در اغلب ترکیبات اکسیژندار برابر -2 است. در پروکسیدها

که حاوی یون پروکسیدند $(O-O)^{2-}$ ، عدد اکسایش اتم O برابر -1 و در

سوپراکسیدها که محتوی یون $(O-O)^{1-}$ هستند، عدد اکسایش اتم O برابر $-\frac{1}{2}$ است.

عدد اکسایش اتم O در ترکیبات فلوئور با اکسیژن مانند OF_2 مساوی $+2$ است.

د. عدد اکسایش اتم H در اغلب ترکیبات ئیدروژندار برابر $+1$ و در ئیدریدهای فلزی، مثل

(CaH_2, KH) عدد اکسایش H برابر -1 است.

ه. در پیوندهای کوالانسی قطبی، الکترونها پیوندی را یکجا به اتم الکترونگاتر نسبت

می‌دهیم و از آنجا، عدد اکسایش اتمهای شرکت کننده در پیوند را تعیین می‌کنیم. در

این شرایط، عدد اکسایش هر اتم، با بار الکتریکی نسبت داده شده‌ای که از این طریق

بدست می‌آورد یکسان است. به عنوان مثال، در $H - Cl$ ، زوج الکترون پیوند کوالانسی

بین اتم H و اتم Cl را کلاً به Cl نسبت می‌دهیم. از این راه بار الکتریکی Cl مساوی

-1 و از آن H برابر $+1$ خواهد شد.

و. مجموع اعداد اکسایش تمام اتمهای یک مولکول خنثی برابر صفر است.

ز. مجموع اعداد اکسایش تمام اتمهای یک یون (پیچیده) مرکب مساوی بار الکتریکی آن

یون است.

چگونه عدد اکسایش برخی اتمها را در ترکیبات تعیین می‌کنند؟

با در نظر گرفتن جدول زیر و قواعد بیان شده، به آسانی می‌توان عدد اکسایش هر اتمی را در هر

نوع ترکیبی محاسبه کرد.

عدد اکسایش	جسم
صفر	اتم عنصر در حالت آزاد
بار الکتریکی یون	اتم عنصر در یون ساده
$+1$ (جز در ئیدریدهای فلزی)	ئیدروژن در ترکیبات
-2 (جز در پروکسیدها، سوپراکسیدها و در ترکیبات با فلئور)	اکسیژن در ترکیبات

مثال 1. عدد اکسایش اتم P در H_3PO_4 چیست؟

حل. جمع جبری اعداد اکسایش یک مولکول باید صفر شود. بنابراین:

$$0 = (\text{عدد اکسایش } O) \cdot 4 + (\text{عدد اکسایش } P) + (\text{عدد اکسایش } H) \cdot 3$$

اکسایش H 3

عدد اکسایش P را، x فرض می‌کنیم. هر H عدد اکسایش برابر +1 (قاعده 7) و هر O عدد

اکسایشی برابر 2^- (قاعده 6) دارد.

$$0 = 3x + 4(-2) + 3(+1)$$

$$3(1+) + x + 4(2-)$$

مثال 2. عدد اکسایش Cl در کلسیم پرکلرات، $Ca(ClO_4)_2$ ، چقدر است؟

حل. $0 = (\text{عدد اکسایش } O) \cdot 8 + 2(\text{عدد اکسایش } Cl) + (\text{عدد اکسایش } Ca)$

اگر x را به جای عدد اکسایش Cl بکار ببریم، چون Ca عنصر گروه IIA است عدد اکسایش آن

$2+$ یعنی برابر بار روی یون Ca^{2+} است. عدد اکسایش O، 2^- است. بنابراین:

$$0 = 2x + 8(2-) + 2(+2) \Rightarrow 2x = 14+ \Rightarrow x = 7+$$

(2+)

این نوع مسئله، راه حل دیگری نیز دارد. چون بار یون Ca^{2+} ، $2+$ است و چون در برابر هر یون

کلسیم دو یون پرکلرات وجود دارد، بنابراین بار یون پرکلرات، باید $1-$ باشد و فرمول یونی

آن ClO_4^- است. بنابراین:

$$+4(O \text{ عدد اکسایش}) + (عدد) = 1- \Rightarrow x + 4(2-) = 1- \Rightarrow x = 7+$$

اکسایش Cl)

عدد اکسایش $7+$ و اعداد اکسایش مشابه باید با احتیاط مورد تفسیر قرار گیرند. این اعداد، نشانه

بار یونی که معنای خاص فیزیکی دارد، نیستند، بلکه تنها با قراردادی اختیاری بدست آمده‌اند. در عین

حال این ارقام در بسیاری محاسبات مفید هستند.

مثال 3. عدد اکسایش B در اسید بوریک H_3BO_3 را حساب کنید.

عدد اکسایش اتم B در ترکیب بالا $x =$ **حل.**

$$x + 3 \times (-2) + 3 \times (+1) = 0 \Rightarrow x = +3$$

مثال 4. عدد اکسایش اتم Mn را در MnO_4^- حساب کنید.

عدد اکسایش Mn در یون داده شده $x =$ **حل.**

$$x + 4 \times (-2) = -1 \Rightarrow x = +7$$

مثال 5. میانگین عدد اکسایش اتم S در $Na_2S_2O_3$ (تیوسولفات سدیم) را حساب کنید.

حل.

$$2x + 2 \times (+1) + 3 \times (-2) = 0 \Rightarrow x = +2$$

مثال 6. میانگین عدد اکسایش Fe را در Fe_3O_4 حساب کنید.

$$3x + 4 \times (-2) = 0 \Rightarrow x = +\frac{8}{3}$$

از Fe_3O_4 از Fe_2O_3 و FeO بدست آمده است. عدد اکسایش اتم Fe در اکسید اولی $3+$ و در

دومی $2+$ است. عدد اکسایش $+\frac{8}{3}$ که در بالا محاسبه شد با هیچ کدام از آن دو مطابقت ندارد. اما عدد $\frac{8}{3}$

میانگین عدد اکسایش دو اتم آهن با عدد اکسایش +3 و یک اتم Fe با عدد اکسایش +2 را می‌رساند.

یعنی:

$$+\frac{\quad}{3} = \frac{\quad}{3}$$

در صورتیکه اتمهای عنصری در یک ترکیب، بیش از یک عدد اکسایش داشته باشد، عدد اکسایشی که به

روش بالا برای آن عنصر بدست می‌آید، به صورت یک مقدار میانگین خواهد بود. برای تعیین اعداد

اکسایش واقعی، بایستی اطلاعات دقیقی از ساختمان آن ترکیب در اختیار داشت.

مثال 7. عدد اکسایش اتم S در:

الف. H_2SO_4 ب. $H_2S_2O_7$ ج. H_2S_2 چیست؟

حل. جمع جبری اعداد اکسایش تمامی اتمهای یک مولکول یا یک واحد فرمولی خنثی برابر صفر

است.

الف. عدد اکسایش S در H_2SO_4

$$2 + x - 8 = 0 \Rightarrow x = +6$$

ب. عدد اکسایش S در $H_2S_2O_7$ (میانگین عدد اکسایش)

$$2 + 2x - 14 = 0 \Rightarrow 2x = 12 \Rightarrow x = +6$$

ج. عدد اکسایش S در H_2S_2 (میانگین عدد اکسایش)

$$2 + 2x = 0 \Rightarrow 2x = -2 \Rightarrow x = -1$$

مثال 8. عدد اکسایش اتم Mn در:

الف. MnO ب. K_2MnO_4 ج. Mn_3O_4 چیست؟

حل.

الف. عدد اکسایش Mn در MnO

$$x - 2 = 0 \Rightarrow x = +2$$

ب. عدد اکسایش Mn در K_2MnO_4

$$2 + x - 8 = 0 \Rightarrow x = +6$$

ج. عدد اکسایش Mn در Mn_3O_4 (میانگین عدد اکسایش)

$$3x - 8 = 0 \Rightarrow x = \frac{8}{3}$$

مثال 9. عدد اکسایش اتم Cr در یون $Cr_2O_7^{2-}$ چیست؟

حل. مجموع جبری اعداد اکسایش تمامی اتمهای یک یون پیچیده برابر بار الکتریکی آن یون

است. عدد اکسایش Cr در یون $Cr_2O_7^{2-}$

$$-14 = -2 \Rightarrow x = +6$$

$2x$

مثال 10. عدد اکسایش نیتروژن در:

الف. NH_4^+

ب. NH_4NO_3 (هر یک از نیتروژن‌ها جداگانه و میانگین عدد اکسایش)

چيست؟

حل.

الف. عدد اکسایش N در NH_4^+

-3

$$x + 4 = 1 \Rightarrow x =$$

$$x - 6 = -1 \Rightarrow x = 5$$

ب. عدد اکسایش N در یون NO_3^-

در یون NH_4^+ طبق بند (الف) همین مثال برابر 3- و میانگین عدد اکسایش N در نیترات

$$-6 + 4 = 0 \Rightarrow 2x = 2 \Rightarrow x = +1$$

آمونیم

$2x$

همانطور که در مثالهای بالا دیدید، غالباً مشاهده می‌شود که عنصری در ترکیبات خود، حالت‌های

اکسایش متنوع دارد. مثلاً نیتروژن اعداد اکسایش از 3- (برای نمونه در NH_3) تا 5+ (مثلاً در HNO_3)

را داراست. موارد کلی زیر، برای عناصری که دارای چند عدد اکسایش هستند قابل ذکر است:

1. بالاترین عدد اکسایش یک عنصر خانواده A، برابر با شماره گروه آن است، که با تعداد

الکترونها و الانس آن یکی است. انتظار نمی‌رود یک اتم، بیش از الکترونها و الانس

خود، الکترون از دست دهد، بنابراین بالاترین تعداد بار (حتی بار فرضی) یک اتم، برابر

شماره گروه عنصر است.

2. پائینترین عدد اکسایش یک عنصر خانواده A، برابر بار یون تک اتمی آن عنصر است.

بالاترین عدد اکسایش گوگرد (عضو گروه VIA)، 6+ است (مثلاً در H_2SO_4). پائینترین عدد

اکسایش گوگرد 2- (مثلاً در Na_2S و H_2S) است. بالاترین عدد اکسایش سدیم (عضو گروه IA) مانند

پائینترین عدد اکسایش آن، 1+ است. البته عدد اکسایش سدیم عنصری صفر است. این تعمیم موارد

استثنایی نیز دارد که فلئور و اکسیژن از آن جمله هستند.

اعداد اکسایش با بارهای قراردادی یکی نیستند. در تعیین بارهای قراردادی یک اتم در یک

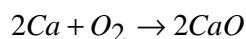
مولکول کوالانسی، الکترونها پیوندی به تساوی بین دو اتم پیوند تقسیم می‌شود و به قطبی بودن پیوند

ناشی از شراکت نامساوی الکترونها توجهی نمی‌شود، درحالی‌که در تعیین اعداد اکسایش، جفت الکترونها پیوندی به اتم الکترون‌گاتر نسبت داده می‌شوند. هر دو مفهوم، فقط قراردادی هستند. بارهای قراردادی برای تفسیر ساختار و برخی خواص مولکولهای کوالانسی مفیدند. اعداد اکسایش در موارد زیادی مورد استفاده هستند. از آنها می‌توان در نوشتن فرمولها، در طبقه‌بندی خواص شیمیایی عناصر، در تشخیص و نظم دادن به پدیده‌های اکسایش - کاهش و در موازنه معادلات اکسایش - کاهش کمک گرفت.

مفهوم اکسیداسیون (اکسایش) و احیا (کاهش) چیست؟

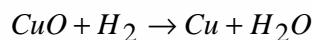
در قدیم اصطلاح اکسیداسیون (اکسایش) برای واکنشهایی بکار برده می‌شد، که در آنها جسمی با

اکسیژن ترکیب می‌گردید، مانند:



به همین ترتیب، اصطلاح احیا (کاهش) به واکنشهایی اطلاق می‌گردید که در آنها اکسیژن از

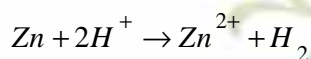
جسمی جدا می‌شد، مانند:



امروزه، اصطلاح اکسایش - کاهش در معنای بسیار وسیعتری بکار می‌رود، بطوریکه، کلیه

واکنشهایی که در آنها، الکترون از یک واکنش دهنده به واکنش دهنده دیگر منتقل می‌شود، واکنشهای

اکسایش - کاهش نامیده می‌شوند. مانند:



(گاز) (آبی) (آبی) (جامد)

در این مثال Zn به عنوان یکی از واکنش دهنده‌ها به واکنش دهنده دیگر یعنی یونهای

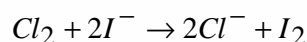
(آبی) H^+ الکترون می‌دهد. به این ترتیب:

- اکسایش یعنی آنکه یک اتم یا مولکول یا یون ضمن واکنش، الکترون از دست بدهد.
- کاهش یعنی آنکه یک اتم یا مولکول یا یون ضمن واکنش، الکترون دریافت کند.

باید توجه داشت هر اکسایشی با کاهشی همراه است. در هر واکنش اکسایش-کاهش، نیم واکنش

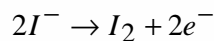
اکسایش و نیم واکنش کاهش بطور همزمان صورت می‌گیرند. برای بررسی این موضوع واکنش زیر را در

نظر می‌گیریم:



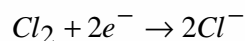
(جامد) (آبی) (آبی) (گاز)

در این واکنش، یونهای I^- در نیم واکنش اکسایش شرکت می‌کنند و اکسید می‌شوند:



(جامد) (آبی)

همزمان با نیم واکنش اکسایش بالا، نیم واکنش کاهش زیر نیز انجام می‌شود:



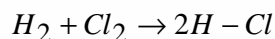
(آبی) (گاز)

در این نیم واکنش، مولکول Cl_2 الکترون دریافت کرده، کاهش می‌یابد و به یونهای Cl^- تبدیل

می‌شود. ضرایب (میزان مناسب) هر نیم واکنش اکسایش و هر نیم واکنش کاهش همزمان آن، بایستی

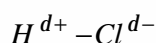
طوری باشند که تعداد الکترونهاى حاصل از نیم واکنش اکسایش با تعداد الکترونهاى بکار رفته در نیم واکنش کاهش برابر باشند.

از طرف دیگر، واکنش



(گاز) (گاز)

هم یک واکنش اکسایش-کاهش است اما در آن انتقال الکترون از یک واکنش دهنده، به واکنش دهنده دیگر بطور کامل صورت نگرفته است. در مولکول $H - Cl$ ، دانسیته ابر الکترونی حاصل از زوج الکترون پیوندی، بر روی کلر بیشتر است تا بر روی هیدروژن. دلیل آن این است که اتم کلر از اتم هیدروژن الکترونگاتیوتر است. در واقع اتم H در مولکول $H - Cl$ ، به اندازه $0/17$ بار الکتريکى یک الکترون، الکتريسیته مثبت دارد. در مقابل اتم Cl در این مولکول به همان اندازه بار منفی داراست:



$$d+ = \frac{17}{100}e^+ \text{ و } d- = \frac{17}{100}e^-$$

در واکنش بالا، انتقال الکترون بطور جزئى صورت گرفته است. هیدروژن که بطور نسبی الکترون از

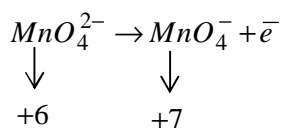
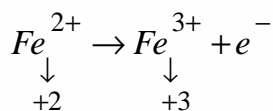
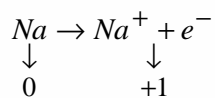
دست داده، اکسید شده است و کلر که بطور نسبی الکترون دریافت داشته، کاهش یافته است.

مفهوم هر یک از اصطلاحات زیر چیست؟

الف. اکسایش و کاهش ب. عامل اکسنده و عامل کاهنده ج. نیم واکنش

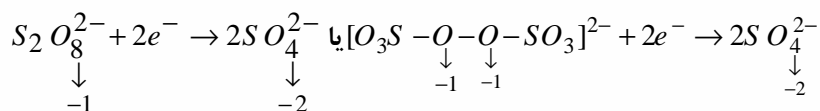
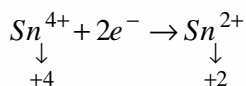
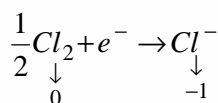
الف. اکسایش، نیم واکنشی است که در آن عدد اکسایش یا حالت اکسایش اتمی در یک

عنصر افزایش می یابد. مانند:



کاهش، نیم واکنشی است که در آن عدد اکسایش اتمی در یک عنصر کاهش می‌یابد.

مانند:



(در پروکسید)

تذکر مهم

در واکنشهای شیمیایی، هر اکسایشی با کاهش متناظری همراه است. علاوه بر آن، بایستی تعداد

الکترونهای آزاد شده در نیم واکنش اکسایش با تعداد الکترونهای به کار رفته در نیم واکنش کاهش

متناظر با آن، مساوی باشد.

ب. عامل اکسنده (یا اکسید کننده) به آن ماده‌ای گفته می‌شود که الکترون دریافت می‌کند

و از این راه عدد اکسایش اتمی در آن کاهش می‌یابد. می‌دانید که ماده‌ای که الکترون

دریافت می‌کند و یا اتمی که عدد اکسایشش کاسته می‌شود، احیا می‌شود. یعنی:

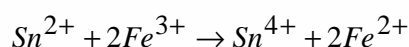
- «هر عامل اکسنده، خود احیا شونده است».

عامل کاهنده ماده‌ای است که الکترون از خود آزاد می‌کند. عاملی که از خود الکترون

آزاد می‌کند، اکسید می‌شود، یعنی:

- «هر عامل کاهنده یا احیا کننده، خود اکسید شونده است».

برای مثال در واکنش



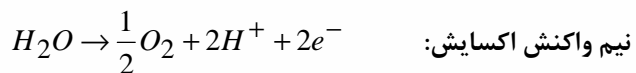
یون Fe^{3+} اکسید کننده است و خود احیا می‌شود و یون Sn^{2+} کاهنده است و خود

اکسید می‌شود.

ج. هر اکسایش یا کاهش یک نیم واکنش است. برای مثال، هر یک از اکسایشها یا

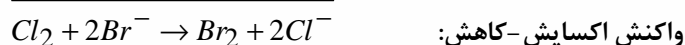
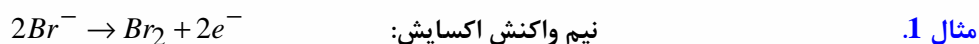
کاهشهای زیر یک نیم واکنش تلقی می‌شوند:





هرگاه یک نیم واکنش کاهش با نیم واکنش اکسایش متناظرش، طبق ضرایب مناسبی جمع شود،

یک واکنش اکسایش-کاهش بدست می آید.



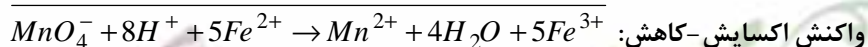
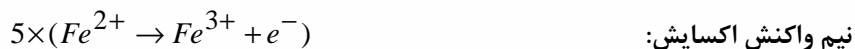
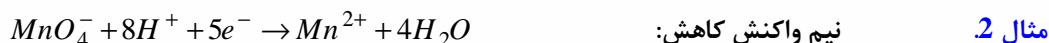
در این مثال گاز کلر اکسید کننده است و با دریافت الکترون از یون Br^- به حالت محلول احیا

شده، به یون Cl^- تبدیل می شود. در مقابل، یون Br^- احیا کننده یا کاهنده است و با از دست دادن

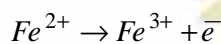
الکترون اکسید شده و به Br_2 تبدیل می شود. انجام این اکسایش و کاهش به دلیل تمایل زیاد اتم کلر

برای دریافت الکترون نسبت به اتم Br است. در واقع اتم Cl برای دریافت الکترون و تبدیل به Cl^- از

اتم Br بسیار قویتر است.



در نیم واکنش کاهش بالا، پنج الکترون به کار می رود، اما در نیم واکنش اکسایش



فقط یک الکترون آزاد می‌شود. از این رو طرفین نیم واکنش اکسایش را در عدد 5 ضرب کرده‌ایم

تا در آن، 5 الکترون به کار رفته در نیم واکنش کاهش تأمین شود. این مطلب اساس کلی موازنه واکنشهای اکسایش-کاهش است. یعنی:

در هر واکنش اکسایش-کاهش بایستی تعداد الکترونها بکار رفته در نیم واکنش کاهش با تعداد الکترونها بدست آمده از نیم واکنش اکسایش مساوی باشد.

موازنه معادلات واکنشهای اکسایش-کاهش، معمولاً مشکلتر از واکنشهایی است که در آنها عمل

اکسایش-کاهش انجام نمی‌شود. معمولاً دو روش برای موازنه واکنشهای اکسایش-کاهش به کار برده می‌شود: روش یون-الکترون و روش عدد اکسایش. هر یک از دو روش را می‌توان بکار برد، در اینجا هر دو روش را بررسی خواهیم کرد. در مثالهای زیر حالت فیزیکی مواد واکنش دهنده و محصولات مشخص

نخواهد شد و نیز نماد H^+ را به جای H_3O^+ یا $H^+(aq)$ به کار خواهیم گرفت.

روش تغییر عدد اکسایش برای موازنه واکنشهای اکسایش-کاهش:

اگر قواعد مربوط به تخصیص اعداد اکسایش به اتمها را از نظر بگذرانیم، به آسانی در می‌یابیم که

عدد اکسایش هر اتم در یک ترکیب با بار الکتریکی واقعی یا نسبی آن اتم در آن ترکیب برابر است. از

طرفی در جریان یک واکنش اکسایش-کاهش، اعداد اکسایش برخی از واکنش دهنده‌ها یا تمامی آنها

تغییر می‌کند. این تغییر به معنای کسب یا از دست دادن الکترون بطور کامل یا به طور نسبی است. چون

در هر واکنش شیمیایی، همانطور که قانون بقای جرم رعایت می‌شود، قانون بقای بار الکتریکی هم رعایت

می‌شود پس بایستی تعداد الکترونهايي که یک واکنش دهنده از دست می‌دهد، با تعداد الکترونهايي که

واکنش دهنده دیگر دریافت می‌کند، مساوی باشد (در اینجا فرض بر آن است که دو واکنش دهنده دخالت دارند).

شرط یاد شده، با بهره‌گیری از اعداد اکسایش، به صورت زیر بیان می‌شود:

- «در هر واکنش اکسایش-کاهش مجموع جبری تغییر اعداد اکسایش برابر صفر است».

پیش از بکارگیری قاعده بالا در موازنه واکنشهای اکسایش-کاهش، لازم است چند نکته را تذکر

دهیم.

الف. عدد اکسایش اتمی که در جریان واکنش اکسایش-کاهش الکترون دریافت می‌کند،

(احیا می‌شود) کاهش می‌یابد، پس تغییر آن در واکنش منفی است. تغییر عدد اکسایش

هر اتم را مساوی تفاضل عدد اکسایش آن پس از شرکت در واکنش از عدد اکسایش آن

پیش از شرکت در واکنش در نظر می‌گیریم.

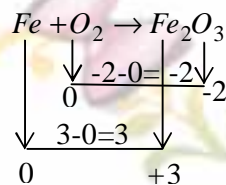
ب. عدد اکسایش اتمی که در جریان واکنش اکسایش-کاهش الکترون از دست می‌دهد،

(اکسید می‌شود) افزایش می‌یابد، پس تغییر آن در واکنش مثبت است.

ج. ضرایب اتمهای احیا شده و اکسید شده را طوری انتخاب می‌کنیم که مجموع جبری

تغییر اعداد اکسایش این اتمها مساوی صفر شود.

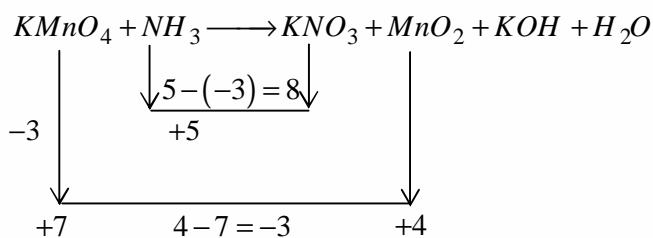
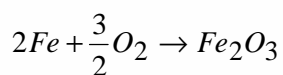
مثال 1.



تغییر عدد اکسایش یک اتم Fe در واکنش بالا 3+ است. تغییر عدد اکسایش یک اتم اکسیژن در واکنش بالا 2- است. مجموع جبری این تغییر، زمانی صفر خواهد شد که دو اتم Fe و سه اتم O را در واکنش شرکت دهیم.

$$2 \times (+3) + 3 \times (-2) = 0$$

چون هر مولکول اکسیژن دو اتم اکسیژن در بر دارد، پس برای تأمین سه اتم اکسیژن $1/5$ مولکول اکسیژن لازم است.

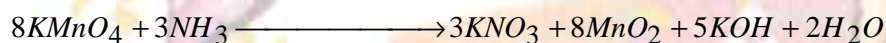


مثال 2

در این واکنش فقط عدد اکسایش اتمهای Mn و N تغییر کرده است (این مطلب را با توجه به قواعد مربوط به تعیین اعداد اکسایش امتحان کنید). مجموع تغییر اعداد اکسایش در این واکنش موقعی صفر خواهد شد که سه NH_3 و هشت $KMnO_4$ در واکنش شرکت کنند.

$$3 \times (+8) + 8 \times (-3) = 0$$

پس:



موازنه کامل ضرایب معادله یک واکنش اکسایش-کاهش چگونه صورت می‌گیرد؟

برای موازنه کامل ضرایب معادله یک واکنش اکسایش-کاهش بایستی مراحل زیر را به ترتیب

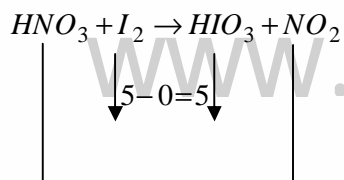
پیمود.

1. مواد واکنش دهنده و مواد حاصل را به دقت مشخص کرد.
2. معادله موازنه نشده‌ای را برای واکنش با شرکت مواد واکنش دهنده و مواد حاصل ترتیب داد.
3. اتمهایی که اعداد اکسایش آنها تغییر کرده است را معلوم ساخت و تغییر عدد اکسایش هر کدام را حساب کرد.
4. برای هر یک از مواد واکنش دهنده، طوری ضریب مناسبی را در نظر گرفت که مجموع تغییر اعداد اکسایش اتمها در واکنش مساوی صفر شود.
5. بر اساس ضرایب تعیین شده در بند 4، واکنش را در مجموع موازنه کرد.
6. در محیطهای آبی با قرار دادن یونهای H^+ یا OH^- به تعداد لازم، در یکی از طرفین واکنش، می توان به امر موازنه واکنش کمک کرد.
7. در اغلب موارد برای موازنه اتمهای نیتروژن و اکسیژن، می توان مولکولهای H_2O را به تعداد لازم به یکی از طرفین واکنش افزود.

مثال 1. ضرایب معادله واکنش اسید نیتریک غلیظ با یُد را موازنه کنید.

حل. مواد واکنش دهنده در این واکنش اسید نیتریک غلیظ و یُد و مواد حاصل اصلی شامل اسید

یُدیک و دی اکسید نیتروژن است. پس معادله موازنه نشده واکنش به صورت زیر خواهد بود.



www.ShimiPedia.ir

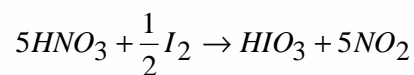
$$0 \quad +5$$

$$4-5 = -1$$

$$+5 \quad \quad \quad +4$$

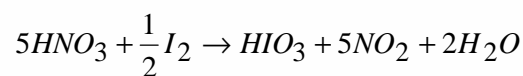
با شرکت یک اتم I یا $\frac{1}{2}I_2$ و پنج HNO_3 در واکنش، مجموع جبری تغییر اعداد اکسایش مساوی صفر خواهد شد.

$$1 \times (+5) + 5 \times (-1) = 0$$



معادله شیمیایی بالا از لحاظ تغییر اعداد اکسایش موازنه است، اما از لحاظ جرم موازنه نیست.

برای موازنه اتمهای H و O ، به اندازه لازم از H_2O به طرف دوم واکنش می‌افزاییم:



و یا:



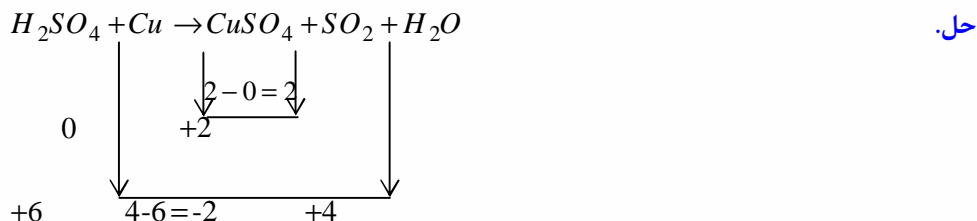
تذکر.

در واکنشهایی که ترکیبات اکسیژندار و هیدروژندار شرکت دارد، تشکیل H_2O در آنها بسیار

محتمل است.

مثال 2. از واکنش اسید سولفوریک غلیظ و گرم با فلز مس، سولفات مس (II) و گاز SO_2 حاصل

می‌شود. ضرایب معادله واکنش مذکور را به روش تغییر اعداد اکسایش موازنه کنید.



در این واکنش با شرکت یک Cu و تبدیل آن به Cu^{2+} و شرکت یک S از H_2SO_4 و تبدیل آن به SO_2 ، واکنش از نظر تغییر اعداد اکسایش موازنه است. یعنی برای آن، مجموع جبری تغییر اعداد اکسایش مساوی صفر خواهد شد.

$$1 \times (+2) + 1 \times (-2) = 0$$

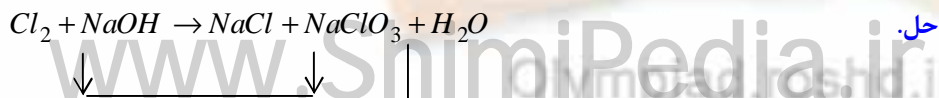
پس معادله شیمیایی بالا، از لحاظ تغییر اعداد اکسایش موازنه است. ولی همانطور که آشکار است، این معادله از نظر جرم موازنه نیست. برای برقراری موازنه جرمی، بایستی ضریب H_2SO_4 را برابر 2 در نظر گرفت و از آنجا ضریب H_2O نیز برابر 2 خواهد شد:

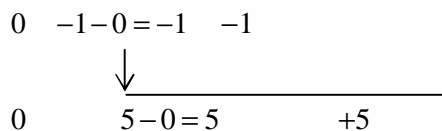


تذکر.

بنا به قانون بقای جرم که در موازنه واکنشهای شیمیایی معمولی رعایت می‌شود، بایستی عده اتمها یا اتم گرمهای هر عنصر در دو طرف معادله شیمیایی مورد نظر مساوی باشد (این اتمها خواه به صورت آزاد و خواه به صورت ترکیب در واکنش شرکت داشته باشند).

مثال 3. از واکنش گاز کلر با سود (به صورت محلول غلیظ و گرم) کلرید سدیم و کلرات سدیم بدست می‌آید. ضرایب معادله شیمیایی واکنش را از راه تغییر عدد اکسایش موازنه کنید.





برای آنکه معادله این واکنش از نظر تغییر اعداد اکسایش موازنه شود، بایستی به ازاء تشکیل هر

$NaClO_3$ پنج $NaCl$ تشکیل شود.

$$5 \times (-1) + 1 \times (+5) = 0$$

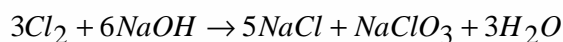
پس:



معادله بالا از نظر تغییر اعداد اکسایش موازنه است. اما از لحاظ جرمی موازنه نیست. برای برقراری

موازنه جرمی، بایستی عده اتمها یا اتم گرمهای هر عنصر در دو طرف معادله برابر باشد. معادله‌ای که از

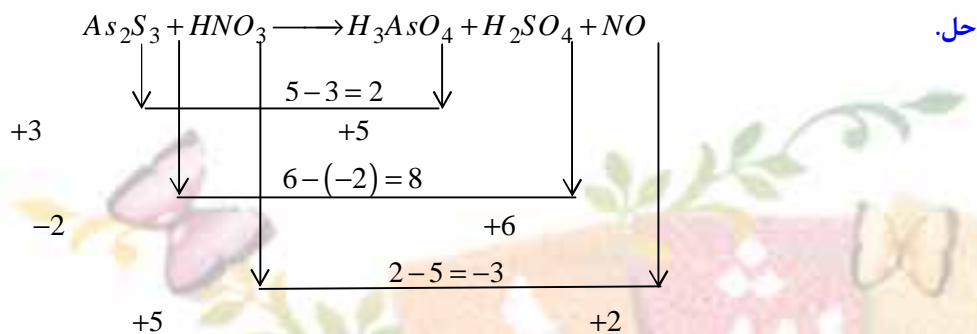
این نظر هم موازنه باشد به صورت زیر است:



مثال 4. فرض کنید از واکنش As_2S_3 با اسید نیتریک در شرایط

مناسب، H_3AsO_4 ، H_2SO_4 (اسید ارسنیک) و NO تشکیل شود. با توجه به محصولات واکنش

ضرایب معادله شیمیایی واکنش را به روش تغییر اعداد اکسایش موازنه کنید.



عدد اکسایش هر اتم As که از As_2S_3 به H_3AsO_4 تبدیل شود، دو واحد و عدد اکسایش هر

اتم S که از As_2S_3 به H_2SO_4 تبدیل شود 8 واحد افزایش می‌یابد. بنابراین به ازای شرکت هر

As_2S_3 در واکنش، جمعاً 28 واحد بر اعداد اکسایش اتمها اضافه می‌شود.

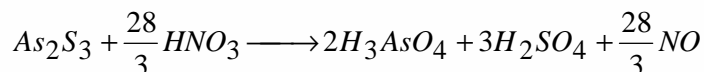
$$2 \times 2 + 3 \times 8 = 28$$

(یعنی 24 واحد برای سه اتم S و 4 واحد برای دو اتم As). مسلم است که به ازای افزوده شدن

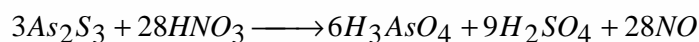
28 واحد بر اعداد اکسایش اتمهای S و As بایستی 28 واحد از اعداد اکسایش اتمهای دیگر کاسته

شود. بطوریکه ملاحظه می‌شود، سه واحد از عدد اکسایش اتم N کاهش می‌یابد. بنابراین ضریب HNO_3

را بایستی برابر $\frac{28}{3}$ انتخاب کرد تا اینکه مجموعاً 28 واحد کاهش عدد اکسایش داشته باشیم:



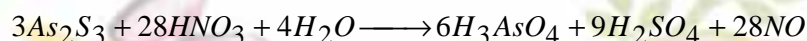
برای احتراز از ضرایب کسری، طرفین معادله را در 3 ضرب می‌کنیم:



حال، معادله بالا از نظر تغییر اعداد اکسایش موازنه است، اما از لحاظ جرمی موازنه نیست. یعنی

تعداد اتمهای H و تعداد اتمهای O در دو طرف معادله موازنه نیستند. برای برقراری این موازنه، بایستی

$4H_2O$ را به طرف اول اضافه کرد. از آنجا خواهیم داشت:



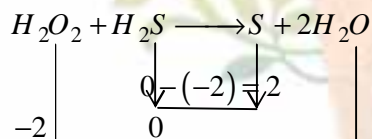
تذکر مهم.

ممکن است تصور شود که با آموختن برخی قواعد مربوط به موازنه ضرایب معادله واکنشهای اکسایش-کاهش توانایی پیشگویی و تشخیص مواد حاصل از این گونه واکنشها نیز فراهم می‌آید. در اینجا باید صراحتاً بگوئیم چنین تصویری بی‌مورد است. در واقع با بهره‌گیری از قواعد و جزئیات روش موازنه واکنشهای اکسایش-کاهش، فقط می‌توان ضرایب مولهای اجسام اکسنده و کاهنده را تعیین نمود. پیش از هر گونه اقدامی برای تعیین این ضرایب، بایستی به روشنی مواد واکنش دهنده و محصولات واکنش مشخص باشند. وقتی این مواد مشخص باشند، با استفاده از قواعد ذکر شده، می‌توان آن ضرایب را تعیین نمود. نباید بیش از اندازه لازم به روش موازنه واکنشها از طریق تغییر اعداد اکسایش ارزش داد. زیرا هر چند که این امر ممکن است چندان زیانبخش نباشد، اما وقت زیادی را هدر می‌دهد. در حد امکان، بهتر است که مثالهای ساده، آشنا و واقعی را برای این منظور انتخاب کرد. گاهی می‌توان موازنه ضرایب معادله واکنشها را، به شرط معلوم بودن مواد واکنش دهنده و مواد حاصل، بسیار سریع انجام داد.

مثال 5. فرض کنیم از واکنش H_2S با محلول آب اکسیژنه (پروکسید هیدروژن) در محیط اسیدی، رسوب گوگرد تشکیل شود. معادله موازنه شده واکنش را بدست آورید.



معادله این واکنش، از نظر جرمی موازنه است. در صورتیکه از نظر تغییر اعداد اکسایش هم موازنه باشد، دیگر اشکالی در میان نخواهد بود.

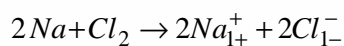


$$-1 \quad \frac{-2 - (-1) = -1}{-1}$$

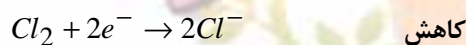
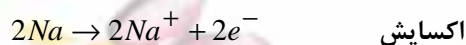
همانطوری که ملاحظه می‌شود، در تبدیل هر اتم O از H_2O_2 به H_2O یک واحد از عدد اکسایش آن کم می‌شود و چون دو اتم O از آب اکسیژنه به آب تبدیل شده است، پس مجموعاً 2 واحد از عدد اکسایش آن کاسته شده است. از طرف دیگر، اتم S از H_2S بصورت S آزاد در آمده است و 2 واحد به عدد اکسایش آن افزوده شده است. از این رو، واکنش از نظر تغییر اعداد اکسایش نیز موازنه است.

روش یون-الکترون برای موازنه واکنشهای اکسایش-کاهش:

واکنشهایی که در آنها مبادله الکترون انجام می‌گیرد، مثالهای واضحی از واکنشهای اکسایش-کاهش هستند. در واکنش سدیم و کلر، الکترون والانس اتم سدیم به کلر منتقل می‌شود:



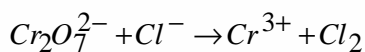
برای یونهای ساده، عدد اکسایش برابر بار یون است. بنابراین، از دست دادن الکترون نوعی اکسایش و گرفتن الکترون نوعی کاهش است. این معادله را می‌توان به دو معادله جزئی که هر یک نماینده یک نیم واکنش است، تقسیم کرد.



برای موازنه معادلات اکسایش-کاهش به روش یون-الکترون، از معادلات جزئی استفاده می‌شود. یک معادله جزئی برای نشان دادن اکسایش (که در آن الکترون از دست می‌رود) و معادله جزئی دیگر برای نشان دادن کاهش (که در آن الکترون بدست می‌آید) مورد استفاده قرار می‌گیرد. معادله نهایی از ترکیب دو معادله جزئی حاصل می‌شود، به گونه‌ای که تعداد الکترونی که ماده اکسید شده از دست می‌دهد، برابر تعداد الکترونی باشد که ماده کاهش یافته، بدست می‌آورد.

در موازنه معادلات به روش یون-الکترون دو دستور کار که کمی متفاوت با هم هستند، مورد استفاده قرار می‌گیرند. یکی برای واکنشهایی که در محلول اسیدی انجام می‌گیرد و دیگری برای واکنشهایی که در محلول قلیایی صورت می‌پذیرد. مثالهایی از هر دو دستور کار، در زیر آورده خواهد شد.

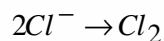
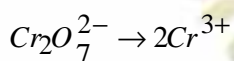
مثالی برای واکنشهایی که در محلول اسیدی رخ می‌دهد، عبارت است از:



در فرمول موازنه نشده بالا، H_2O و H^+ نشان داده نشده‌اند. تعداد مناسب مولکول H_2O و یون H^+ و محل قرار گرفتن آنها در معادله نهایی (سمت چپ یا راست)، طی عملیات موازنه تعیین می‌شود:

1. پیکره معادلات جزئی دو نیم واکنش را نوشته، عنصر مرکزی را در هر یک از این

معادلات موازنه می‌کنیم:



2 اتمهای H و O موازنه می‌شوند. چون واکنش در محیط اسیدی انجام می‌شود هر جا H و

O لازم است به ترتیب H^+ و H_2O می‌افزاییم. یعنی به ازای هر اکسیژن مورد نیاز

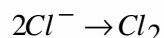
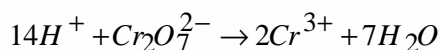
یک H_2O و به ازای هر H، یک H^+ به آن طرف معادله که کمبود دارد، افزوده

می‌شود. بدین ترتیب، با اضافه کردن H^+ هیدروژن موازنه می‌شود. طرف راست معادله

جزئی اول، 7 اتم اکسیژن کم دارد. پس به طرف مزبور $7H_2O$ افزوده می‌شود. سپس

اتمهای H معادله جزئی اول را، با اضافه کردن $14H^+$ به طرف چپ معادله، موازنه

می‌کنیم. معادله جزئی دوم، به صورت نوشته شده، از لحاظ جرمی، موازنه است:

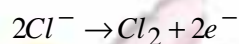
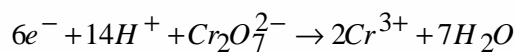


3 در مرحله بعد، باید معادلات جزئی را از نظر بار الکتریکی موازنه کنیم. در معادله جزئی

اول جمع جبری بار الکتریکی طرف چپ برابر $[(14+) + (2-)] = 12+$ و در طرف راست

$6+$ است. 6 الکترون به سمت چپ اضافه می‌شود تا موازنه بار برای معادله جزئی اول

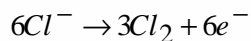
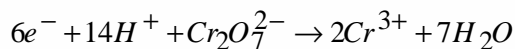
حاصل شود. معادله جزئی دوم با افزودن دو الکترون به طرف راست آن موازنه می‌شود:



4 تعداد الکترونها را از دست رفته در یک معادله جزئی باید برابر تعداد الکترونها بدست

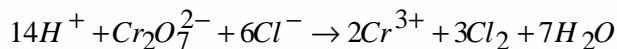
آمده در معادله جزئی دیگر باشد. بنابراین، دو طرف معادله جزئی دوم را در 3 ضرب

می‌کنیم:



5 افزایش دو معادله جزئی، معادله نهایی را بدست می‌دهد و در این عمل الکترونها حذف

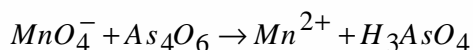
می‌شوند.



توجه کنید که یونهای ناظر (مثلاً Na^{+} برای سدیم دی‌کرومات و Cl^{-} برای HCl) که در هر دو

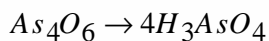
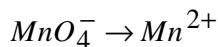
سوی معادله وجود خواهند داشت، در معادله بالا نوشته نشده‌اند.

واکنش زیر را که در محیط اسیدی انجام می‌شود، به عنوان مثال دوم در نظر بگیرید:



همان مراحل را طی می‌کنیم.

1. واکنش به دو معادله جزئی تقسیم می‌شود:

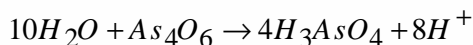
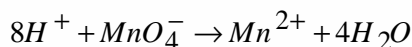


2. موازنه جرمی معادله جزئی اول، با افزودن $4H_2O$ به طرف راست و $8H^{+}$ به طرف چپ

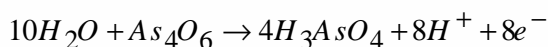
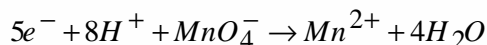
انجام می‌شود. در معادله جزئی دوم باید به سمت چپ $10H_2O$ افزوده شود تا 10

اکسیژن لازم، تأمین گردد. در این حال $20H$ در سمت چپ و $12H$ در سمت راست

وجود دارد. برای تکمیل موازنه، $8H^{+}$ به سمت راست افزوده می‌شود.

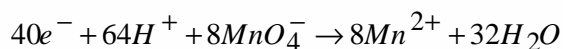


3 برای موازنه بار الکتریکی، هر جا لازم است، الکترون اضافه می‌کنیم:



4 برای موازنه تعداد الکترونهاى مورد نیاز یک معادله جزئی از الکترونهاى حاصل از معادله

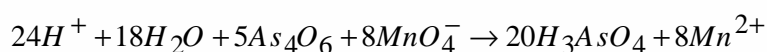
جزئی دیگر، معادله جزئی اول را در 8 و معادله جزئی دوم را در 5 ضرب می‌کنیم.



5 هنگامی که این دو معادله جزئی با هم جمع می‌شوند، بایستی مولکولهای آب، یونهای

هیدروژن و نیز الکترونها از طرفین معادله حذف شوند. رها کردن یک معادله با $64H^+$

در یک سمت و $40H^+$ در سمت دیگر کار ناشیانه‌ای است:

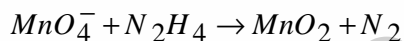


طرز موازنه واکنشهایی که در محلول قلیایی انجام می‌شوند، اندکی متفاوت از واکنشهایی است

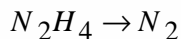
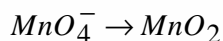
که در محلول اسیدی صورت می‌گیرند. تمام مراحل بجز مرحله دوم یکسان است. در محلول قلیایی

نمی‌توان از H^+ برای جبران کمبود اتم هیدروژن استفاده کرد. به عنوان مثال واکنش زیر را که در

محلول قلیایی صورت می‌گیرد، در نظر می‌گیریم:



1. معادله به دو معادله جزئی تقسیم می شود.



2. برای موازنه اکسیژن و هیدروژن در واکنشهایی که در محلول قلیایی انجام می شوند، از

OH^- و H_2O استفاده می شود. به سمتی از معادله جزئی که کمبود اکسیژن دارد، به

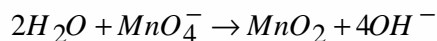
ازای هر اتم اکسیژن $2OH^-$ و به سمت دیگر یک H_2O اضافه می کنیم. برای موازنه H

، به سمتی از معادله جزئی که کمبود H دارد، یک مولکول H_2O و به سمت مقابل آن

یک یون OH^- اضافه می کنیم.

سمت راست معادله جزئی اول دو اتم اکسیژن کم دارد. لذا $4OH^-$ به سمت راست و در عوض

$2H_2O$ به سمت چپ می افزائیم.

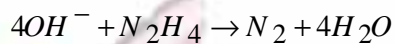


برای موازنه جرمی معادله جزئی دوم، باید چهار اتم هیدروژن به سمت راست اضافه کنیم. برای هر

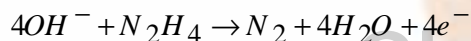
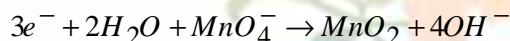
اتم هیدروژن مورد نیاز یک مولکول آب به سمتی که کمبود دارد و یک OH^- به سمت مقابل اضافه

می کنیم. در این مورد، برای تأمین چهار اتم هیدروژن مورد نیاز در سمت راست $4H_2O$ به سمت راست

و $4OH^-$ به سمت چپ اضافه می کنیم.

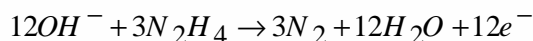
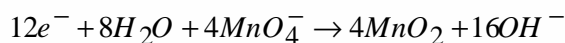


3. برای موازنه بار الکتریکی، هر جا لازم است، الکترون اضافه می کنیم:

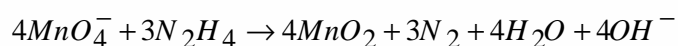


4 کوچکترین مضرب مشترک 3 و 4 عدد 12 است. بنابراین دو طرف معادله جزئی اول را

در 4 و دو طرف معادله جزئی دوم را در 3 ضرب می‌کنیم:

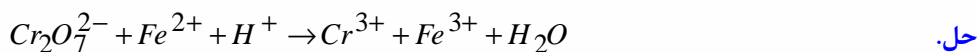


5 جمع دو معادله جزئی و حذف موارد مشابه از دو طرف، معادله نهایی را بدست می‌دهد:

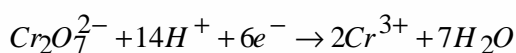
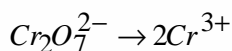


مثال. یون دی‌کرومات یون Fe^{2+} را در محلول اسیدی اکسید کرده به یون Fe^{3+} تبدیل می‌کند

و خود به Cr^{3+} تبدیل می‌شود. واکنش میان آن دو را به روش یون-الکترون موازنه کنید.



یون دی‌کرومات که اکسیدکننده است در نیم واکنش کاهش شرکت می‌کند:



دلیل به کار بردن $6e^-$ در طرف اول نیم واکنش بالا آن است که عدد اکسایش هر اتم Cr از یون

دی‌کرومات +6 است، در حالی که در Cr^{3+} مساوی 3+ است. پس برای این کاهش، بایستی 3 الکترون

به کار رفته باشد. چون دو اتم کروم کاهش یافته‌اند پس 6 الکترون برای آن لازم خواهد بود.

انتخاب ضریب 14 برای H^+ و ضریب 7 برای H_2O منطقی است. زیرا اکسیژنهای به حال

ترکیب در یون دی کرومات، با یونهای H^+ موجود در محیط واکنش، به H_2O تبدیل می‌شوند. نیم

واکنش بالا هم از نظر جرم و هم از نظر بار الکتریکی موازنه است. مجموع بارهای الکتریکی در هر یک از

دو طرف نیم واکنش بالا مساوی 6+ است.

تعداد الکترونهاى طرف اول را پس از موازنه نیم واکنش از نظر جرمی، با توجه به موازنه بودن بار

الکتریکی در دو طرف نیم واکنش نیز می‌توان بدست آورد:

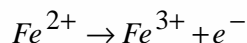
$$-2 + 14 \times (+1) + x \times (-1) = 2 \times (+3)$$



تعداد الکترونها

$$x = 6 = \text{تعداد الکترونها در طرف اول}$$

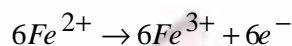
در نیم واکنش اکسایش یون Fe^{2+} به یون Fe^{3+} تبدیل می‌شود:



این نیم واکنش هم از نظر جرمی و هم از نظر بار الکتریکی موازنه است. چرا؟

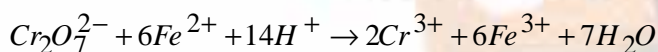
برای مساوی شدن الکترونهاى به کار رفته در نیم واکنش کاهش با الکترونهاى آزاد شده از نیم

واکنش اکسایش، بایستی نیم واکنش اکسایش را در 6 ضرب کرد:



حال، با جمع کردن این نیم واکنش با نیم واکنش کاهش مورد نظر، معادله نیم واکنش اکسایش-

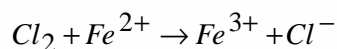
کاهش موازنه شده خواسته شده بدست می‌آید:



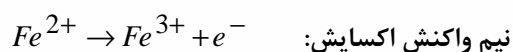
مثال. گاز کلر یون Fe^{2+} را در محلول اکسید کرده و به Fe^{3+} تبدیل می کند و خود به یونهای

کلرید تبدیل می شود. معادله شیمیایی آن را به روش یون-الکترون موازنه کنید.

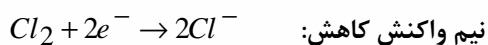
حل.



در تبدیل Fe^{2+} به Fe^{3+} ، الکترون آزاد می کند:

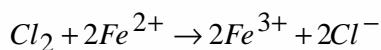
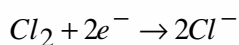
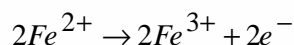


وقتی گاز کلر به یونهای کلرید تبدیل می شود، کاهش می یابد و الکترون دریافت می کند:



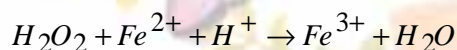
برای مساوی شدن تعداد الکترونهای آزاد شده با تعداد الکترونهای به کار رفته، بایستی نیم

واکنش اکسایش را در 2 ضرب کرد:



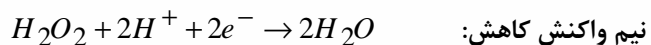
مثال. پروکسید هیدروژن در محلول اسیدی یون Fe^{2+} را اکسید کرده و به یون Fe^{3+} تبدیل

می کند. معادله واکنش آن را موازنه کنید:



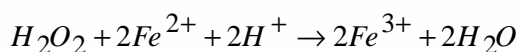
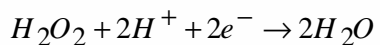
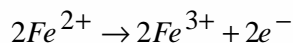
حل.



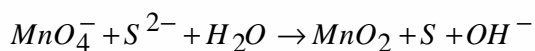


برای آنکه تعداد الکترونهاي آزاد شده در نیم واکنش اکسایش با تعداد الکترونهاي به کار رفته در

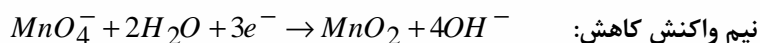
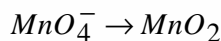
نیم واکنش کاهش برابر باشد، باید نیم واکنش اکسایش را در 2 ضرب کرد:



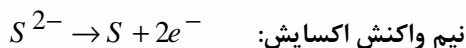
مثال. معادله واکنش زیر را به روش یون-الکترون موازنه کنید.



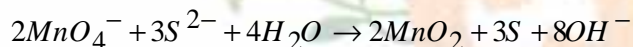
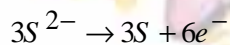
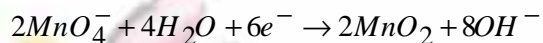
حل. در این واکنش یون MnO_4^- کاهش یافته و به MnO_2 تبدیل شده است:



یون S^{2-} با از دست دادن الکترون به S تبدیل شده است:



برای مساوی شدن تعداد الکترونها در نیم واکنشهای کاهش و اکسایش، باید نوشت:

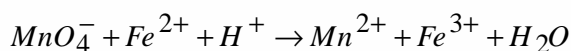


مثال. معادله واکنش زیر را به روش یون-الکترون موازنه کنید.

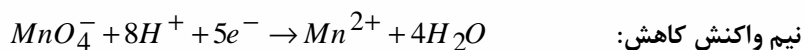
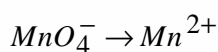


حل. یونهای SO_4^{2-} , K^+ در واکنش اکسایش-کاهش شرکتی ندارند. پس می‌توان آنها را از

معادله واکنش حذف کرد و نوشت:



در این واکنش یون MnO_4^- به Mn^{2+} و Fe^{2+} به Fe^{3+} تبدیل می‌شود. پس:



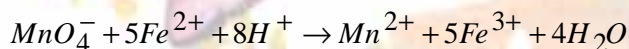
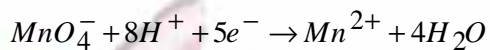
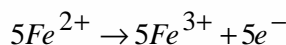
چرا برای الکترون (e^-) ضریب 5 و برای H^+ ضریب 8 انتخاب شده است؟

نیم واکنش اکسایش به صورت زیر است:

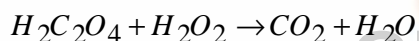


برای تأمین الکترونها به کار رفته در نیم واکنش کاهش، بایستی نیم واکنش بالا را در 5 ضرب

کرد:



مثال. معادله واکنش زیر را به روش یون-الکترون موازنه کنید.



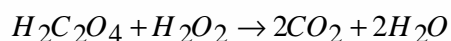
حل.

www.ShimiPedia.ir
تغییر شیمیایی برای عامل اکسنده:



چون تعداد الکترونها (الکترونهاى آزاد شده و به کار رفته) در دو نیم واکنش (کاهش و اکسایش)

برابر است، دو نیم واکنش را با هم جمع می‌کنیم:



بیشتر معادلات اکسایش-کاهش را می‌توان با روش یون-الکترون موازنه کرد. این روش، به ویژه

برای واکنشهای الکتروشیمیایی و واکنشهای یونی در محلولهای آبی، بسیار آسان است. ولی استفاده از

این روش ممکن است به چند برداشت نادرست بیانجامد که باید تذکر داده شوند. نیم واکنشها نمی‌توانند

به تنهایی انجام گیرند و معادلات جزئی به تنهایی نمایانگر تغییرات کامل شیمیایی نیستند. حتی در

پیل‌های الکتروشیمیایی، که دو نیم واکنش در دو الکترود مختلف، انجام می‌شوند، دو نیم واکنش، همواره

همزمان رخ می‌دهند.

معادلات جزئی، احتمالاً عملیاتی را که در یک پیل الکتروشیمیایی رخ می‌دهد، روی هم رفته، ولی

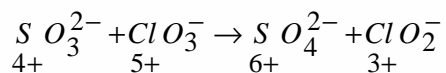
نه با جزئیات، نشان می‌دهند. این امر به این معنی نیست که هر واکنش اکسایش-کاهش که با روش

یون-الکترون قابل موازنه است، از طریق انتقال الکترون صورت می‌پذیرد. بلکه مکانیسم صحیح انجام

واکنش ممکن است به صورتی دیگر مثلاً از طریق انتقال یک اتم همزمان با انتقال الکترون باشد.

تشخیص اینکه آیا یک واکنش خاص، با مکانیسم تبادل الکترون انجام می‌گیرد، گاهی دشوار است

واکنش



ظاهراً یک واکنش تبادل الکترون به نظر می‌رسد. این واکنش را می‌توان در یک پیل

الکتروشیمیایی انجام داد و به روش یون-الکترون نیز موازنه کرد. اما معلوم شده است که این واکنش در

واقع، نه از طریق تبادل الکترون، بلکه از طریق انتقال مستقیم اکسیژن (از ClO_3^- به SO_3^{2-}) انجام

می‌شود.

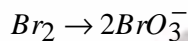
واکنش تسهیم نامتناسب چیست؟

معادله واکنش زیر را در محلول قلیایی در نظر بگیرید:

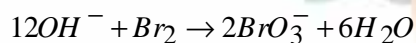
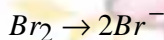


در این واکنش یک ماده، Br_2 ، هم اکسید و هم کاهش می‌شود. چنین واکنشی تسهیم نامتناسب

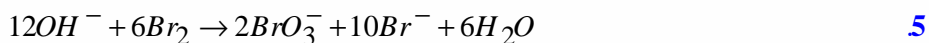
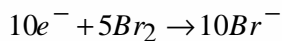
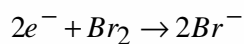
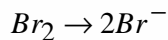
یا خود اکسایش-کاهش نامیده می‌شود:



1



2



وقتی از روش یون-الکترون برای واکنش تسهیم نامتناسب، استفاده می‌شود، ضرایب معادله

بدست آمده، معمولاً به یک عدد مشترک بخش پذیر است، زیرا یک واکنش دهنده در هر دو معادله جزئی

به کار می‌رود. تمام ضرایب معادله بالا به 2 بخش پذیر است و باید آنها را تا آنجا که ممکن است کوچک



اکسیدکننده‌های مهم کدامند؟

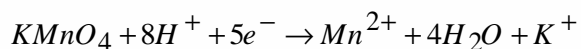
اکسیدکننده‌ها موادی هستند که توانایی جذب الکترون از احیاکننده‌ها در واکنش‌های اکسایش-

کاهش را دارند. هر اندازه توانایی قبول الکترون بیشتر باشد، ماده شیمیایی مورد نظر اکسیدکننده

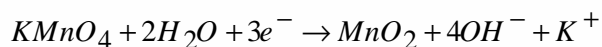
قویتری است. اکسیدکننده‌های مشهور و نیم واکنش‌های مربوط به آنها به شرح زیر است (بایستی توجه

داشته باشیم که هر یک از نیم واکنشهای ذکر شده همراه با یک نیم واکنش کاهش مناسب انجام می شود و مجموع آن دو یک واکنش اکسایش-کاهش کامل را می دهد. همانطور که قبلاً هم اشاره شد، هر نیم واکنش اکسایش با یک نیم واکنش کاهش مناسب به طور همزمان صورت می پذیرد):

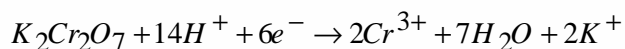
1. پرمنگنات پتاسیم (در محیط اسیدی):



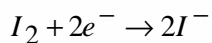
2. پرمنگنات پتاسیم (در محیط قلیایی):



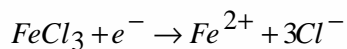
3. دی کرومات پتاسیم (در محیط اسیدی):



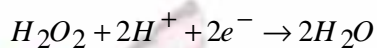
4. ید:



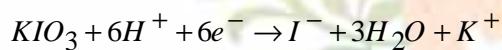
5. کلرید آهن (III):



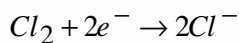
6. پروکسید ئیدروژن (در محیط اسیدی):



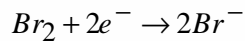
7. یدات پتاسیم (در محیط اسیدی):



8. کلر:

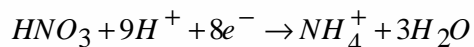
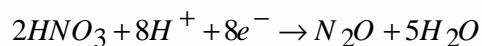
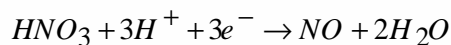
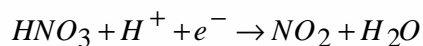


9 برم:



10. اسید نیتریک - اسید نیتریک در برابر احیاکننده‌های مناسب ممکن است به یکی از

صورت‌های زیر کاهش یابد:



احیاکننده‌های مهم کدامند؟

احیاکننده‌ها موادی هستند که ضمن شرکت در واکنش‌های اکسایش-کاهش به اکسیدکننده‌ها

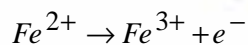
الکترون می‌دهند. یک احیاکننده قویتر آن است که تمایلش به از دست دادن الکترون شدیدتر باشد.

احیاکننده‌های مشهور و نیم واکنش‌های مربوط به آنها به شرح زیر است (هر نیم واکنش کاهش در قبال

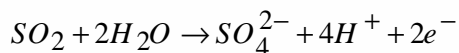
انجام یک نیم واکنش اکسایش مناسب صورت می‌پذیرد و همزمانی آن دو همواره بایستی مورد توجه

باشد):

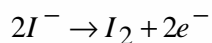
1. سولفات آهن (II):



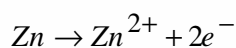
2 دی اکسید گوگرد ($SO_2 + H_2O$):



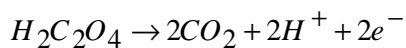
3 اسید یدیدریک (یدید پتاسیم در محیط اسیدی):



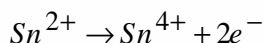
4 فلزاتی که به یون مثبت تبدیل شوند (Zn, Fe, Mg, \dots):



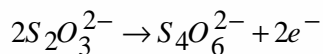
5 اسید اکسالیک ($H_2C_2O_4$):



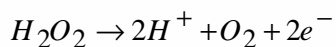
6 نمکهای قلع (II)، آهن (II):



7 تیوسولفات سدیم (در برابر ید):



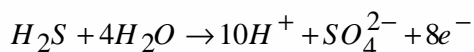
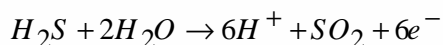
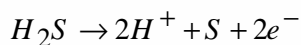
8 پروکسید ئیدروژن (در مقابل اکسیدکننده های قوی):



9 ئیدروژن (در مقابل اکسیدکننده های مناسب):



10 H_2S (در برابر اکسیدکننده های مناسب):



زنگ زدن چیست؟

بسیاری از زنگ زدنها (خوردگیهای مربوط به فلزات) با فرایندهای اکسایش-کاهش ارتباط بسیار نزدیک دارند. این واقعیت که مخارج محافظت از خوردگی و زیانهای ناشی از آن فوق العاده زیاد است اهمیت خوردگی را از نظر عملی و علمی بر ما روشن می سازد.

به طور کلی زنگ زدن عبارت از واکنشهای غیر یکنواخت شیمیایی یا الکتروشیمیایی است که در سطح مشترک فلز و محیط مجاور آن صورت می گیرند. در صورتیکه محیط خورنده، یک الکترولیت باشد زنگ زدن الکتروشیمیایی است. بنابراین زنگ زدن را می توان به عنوان واکنشهای اکسایش فلزات در نظر گرفت.

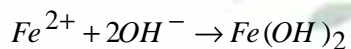
فرایندهایی که در زنگ زدن آهن دخالت دارند، عبارتند از:



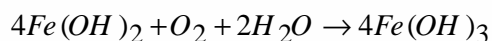
(آبی) (جامد)



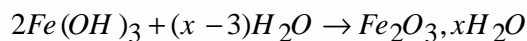
(آبی) (مایع) (گاز)



(جامد) (آبی) (آبی)



(جامد) (جامد) (مایع) (گاز)



(جامد) (مایع) (جامد) (زنگ آهن)

عواملی که در زنگ زدن فلزات (به ویژه آهن) دخالت دارند، عبارتند از:

ناخالصیها، رطوبت، اکسیژن هوا، PH محیط و برخی از گازهای خورنده موجود در محیط.

چگونه آهن را از زنگ زدن محافظت می کنند؟

برای حفاظت آهن از زنگ زدن راههای گوناگونی وجود دارد.

1. رنگ کردن - که در واقع دور نگاهداشتن آهن از رطوبت و اکسیژن هوا است. می توان

آهن را با سرنج (Pb_3O_4) یا یک ماده دیگر رنگ کرد.

2. قیر اندود کردن (قیرپاشی) - سطح فلز را با قیر یا یک ماده نفتی می پوشانند تا فلز در

معرض رطوبت و اکسیژن هوا نباشد.

3 پوشاندن به وسیله یک فلز مناسب - برخی از فلزات مانند Al ، Cr ، Ni و غیره در اثر

خوردگی محصولاتی تولید می کنند (نظیر Al_2O_3) که به عنوان یک پوشش چسبنده و

محافظ برای فلزی که منظور حفاظت آن است عمل می کنند. این فلزات را معمولاً با روش

الکترولیز روی آهن می نشانند.

حلبی ورقه های آهنی است که آن را با قلع پوشانده اند.

آهن سفید یا آهن گالوانیزه آهنی است که آن را با فلز روی (Zn) پوشانیده‌اند.

4. حفاظت کاتدی - در این روش از فلزی که تمایل زیادی برای از دست دادن الکترون دارد

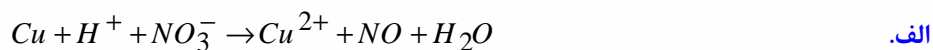
(نظیر Zn ، Mg و غیره) استفاده می‌شود. این فلزات نقش قطب منفی یا آند و آهن

نقش قطب مثبت یا کاتد را دارد (در پیل الکتروشیمیایی همیشه قطب منفی خورده

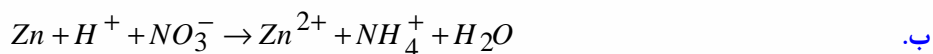
می‌شود و قطب مثبت سالم می‌ماند).

خود را بیازمایید:

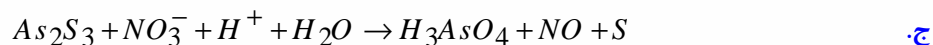
تمرین 1. با استفاده از روش یون - الکترون (روش نیم واکنش) واکنشهای زیر را موازنه کنید.



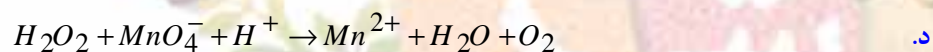
(مایع) (گاز) (آبی) (آبی) (آبی) (جامد)



(مایع) (آبی) (آبی) (آبی) (آبی) (جامد)



(جامد) (گاز) (آبی) (مایع) (آبی) (آبی) (جامد)



(گاز) (مایع) (آبی) (آبی) (آبی) (آبی)

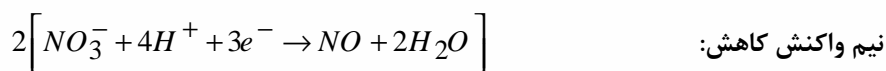


(آبی) (آبی) (آبی) (مایع) (گاز)

حل.



(آبی) (جامد)



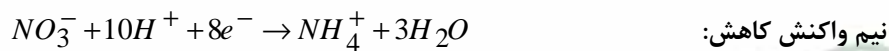
(مایع) (گاز) (آبی) (آبی)



(مایع) (گاز) (آبی) (آبی) (آبی) (جامد)



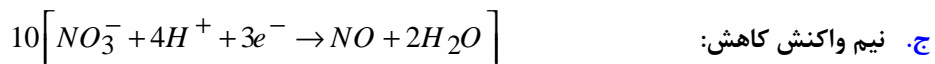
(آبی) (جامد)



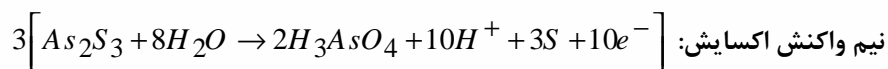
(مایع) (آبی) (آبی) (آبی)



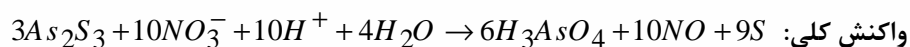
(مایع) (آبی) (آبی) (آبی) (آبی) (جامد)



(مایع) (گاز) (آبی) (آبی)



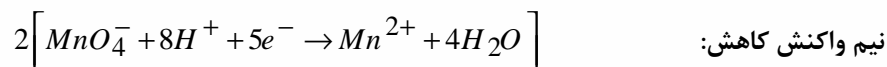
(جامد) (آبی) (آبی) (مایع) (جامد)



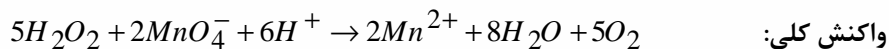
(جامد) (گاز) (آبی) (مایع) (آبی) (جامد)



(گاز) (آبی) (آبی)



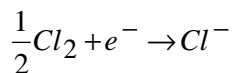
(مایع) (آبی) (آبی) (آبی)



(گاز) (مایع) (آبی) (آبی) (آبی) (آبی)

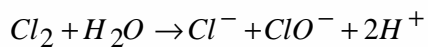


(آبی) (آبی) (مایع) (گاز)



نیم واکنش کاهش:

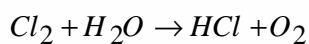
(آبی) (گاز)



واکنش کلی:

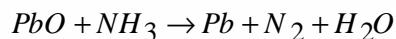
(آبی) (آبی) (آبی) (مایع) (گاز)

تمرین 2.



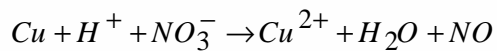
الف.

(گاز) (گاز) (گاز) (گاز)



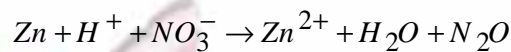
ب.

(گاز) (گاز) (جامد) (گاز) (جامد)



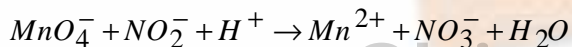
ج.

(گاز) (مایع) (آبی) (آبی) (آبی) (جامد)



د.

(گاز) (مایع) (آبی) (آبی) (آبی) (جامد)



ه.

(مایع) (آبی) (آبی) (آبی) (آبی)

حل.

