د بریښنا په کیمیا کې ریدوکس تعاملات

لیکوال: نوراحمد احسان

لنډیز

ټول کیمیاوي تعاملات اساساً الکتریکي ماهیت لري، ځکه په ټولو کیمیاوي اړیکو کې په مختلفو طریقو سره الکترونونه دخالت لري. اما د بریښنا کیمیا په لومړۍ درجه د ریدوکس تعاملاتو د مطالعاتو پدیده ده.

د کیمیاوي تغییر او الکتریکي انرژي تر منځ اړیکې هم په نظري او هم په عملي توګه اهمیت لري. د کیمیاوي تعاملاتو څخه کولای شو د الکتریکي انرژۍ د تولید د پاره استفاده وکړو لکه په ولتایی یا ګلواني پیلونو کې. الکتریکي انرژي کولای شو د کیمیاوي تبدیلاتو د سرته رسولو لپاره په کار یوسو لکه په الکترولیتي پیلونو کې. د دې څخه پرته، د الکترو کیمیاوي پروسو مطالعه د هغه ریدوکس پدیدو چې د پیلونو څخه بهر سر ته رسي د درک او فهم قابل ګرزي.

بنسټیز ویونه: پیلونه، بریښنا کیمیا، الکترولیت او ریدوکس.

سـریـزه

نن سبا په هر ځای کې باتري لیدلای شو. له هغه څخه د نقلیه وسیلو په چالانولو، او د ډیرو وسایلو په کار اچولو لکه جیبي ماشین حساب، مختلفې ګړۍ، د زړه د ضربان تنظیم کوونکې دستګاوې، راډیو او د صوتونو د ثبتولو لپاره ځنې استفاده کیږي. باتري د یوه الکترو کیمیاوي پیل نمونه ده، او د الکتریکي او کیمیاوي انرژي متقابله تبدیلونکې وسیله ده.

د بریښنا کیمیا د کیمیا هغه قلمرو دی چې د الکتریکي او کیمیاوي انرژي متقابل تبدیل سره سر و کار لري. نه یوازې د باتریو په دلیل بلکه د کیمیاوي او صنعتي موادو د امکاناتو د رامنځ ته کولو په دلیل ډیر زیات اهمیت لري. د مثال په ډول سودیم هایدروکساید چې د کاغذ په جوړولو، رختونو، صابون، او پاکوونکو کې په کار وړل کیږي، د آبي محلول د ننه د الکتریکي جریان عبور د سودیم کلوراید څخه لاس ته راځي. کلورین چې د پولي وینایل کلوراید (د پلاستیکو پولي میر) د جوړولو د پاره ضروري دی، د المونیم فلز او همدارنګه خالص مس چې د بریښنا د سیم جوړولو لپاره پکاریږي په همدغه پروسو کې لاس ته راځي.

فلزي هادي

بریښنایي جریان، د بریښنایي چارج د خوځښت څخه منځ ته راځي. په فلزاتو کې نوموړی چارج د الکترودونو پواسطه وړل کیږي او د بریښنا دې ډول هادي ته فلزي هادي وایی. د بریښنا جریان د یوې بریښنایی منبع څخه لکه باتري او یا بله هره بریښنایی انرژیکی منبع څخه منځ ته راځي. د بریښنایي جریان د تولید د پاره پوره یو دوران لازم دی.

فلزونه عبارت دی د خوځنده الکتروني وریځو څخه چې د فلزي ثابتو مثبتو ایونو په شبکه کې نفوذ کوي. کله چې الکترونونه په فشار سره د فلزي سیم د یوه سر څخه وشړل شي، همدغه تر فشار لاندې الکترونونه د الکتروني وریځو نور الکترونونه د ورود په نقطه کې ځای پر ځای کوي. ځای پر ځای شوي الکترونونه په خپل نوبت سره د همسایه الکترونونو په ټیل وهلو سره نوي موقیعتونه اخلي او دا اثر په ټول سیم کې انتقال پیدا کوي تر څو چې الکترونونه د سیم د بل سر څخه وشړل شي. کولای شو د جریان منبع د الکترونو د بمبې په صورت کې په نظر کې ونیسو، ځکه چې نوموړې منبع الکترونونه د دوران د یوه سر څخه شړي او د دوران د بل سر څخه ئې خارجوي. د سیم ټولې برخې د بریښنا له مخې خنثي دي، ځکه د هغه الکترونو سرعت چې سیم ته واردیږي د هغه الکترونو سره چې د سیم څخه خارجیږي برابر وي.

د الکترونو جريان دآمپير (A) Ampere په حساب او د چارج مقدار د (C) Coulomb په حساب اندازه کيږي؛ کولوم هغه مقدار برېښنا ده چې په يوه ثانيه کې د يوه آمپير جريان په وسيله انتقال شي. نو:

$A = 1C/s$ $C = 1A/s$, (مورتيمر، چارلز؛ ۱۳۸۹: ۳۲۴)

الکتروليتي هادي

الکتروليتي هادي چې په هغه کې چارج د ايون په واسطه حمل کيږي، هغه وخت دا حالت منځ ته راځي چې د الکتروليت ايونونه وکولای شي آزادانه حرکت وکړي. اصلاً الکتروليتي هدايت په مذابه مالګو او د اوبو په محلولي الکتروليتو کې منځ ته راځي. د برېښنا د جريان د دوام لپاره په يوه الکتروليتي هادي کې لازمه ده چې د ايونو حرکت د کيمياوي تغيير سره ملګرى وي. (مورتيمر، چارلز؛۱۳۸۸: ۳۲۵-۳۲۴)

برېښنايي پيلونه

د برېښنا د کيميا پيلونه دوه ډوله دي: ګالواني پيلونه يا ولتايي پيلونه او الکتروليتي پيلونه. «ګالواني» او«ولتايي» نومونه د ايتاليايي کی‌ميا پوهانو هر يو Luigi Galvani (–) او Alessandro Volta (–) د نومونو څخه چې د بريښنا په کيميا کې مخکې ؤ، اخيستل شوي.

په ګالواني پيل کې کيمياوي تعامل پخپل سر برېښنايي جريان توليدوي. په الکروليتي پيل کې د برېښنا جريان پخپل سر تعامل منځ ته راوړي. نو ځکه دواړه پيلونه يو د بل سرچپه کار سر ته رسوي. (فاى رابرت سى؛ (۱۳۹۰: ۴۹۰)

ګالوانی (ولتايی) پيلونه: (د برقي انرژی د رامځ ته کولو لپاره په خپل سر تعامل)

که چيرې د جستو يوه رشمه د Cu^{+}ايون په محلول کې کيږدو، مس Cu د جستو په رشمه باندې چې محلول آبي رنګ لري په کراره کراره په قهوه اي رنګ چې تور ته مايل وي، بدليږي.

هغه تعامل چې را منځ ته کيږي، د مسو Cu^{+} ايون د مسو Cu په فلز ارجاع کوي او د جستو Zn فلز د جستو Zn^{+} په ايون اکسيديشن کوي.

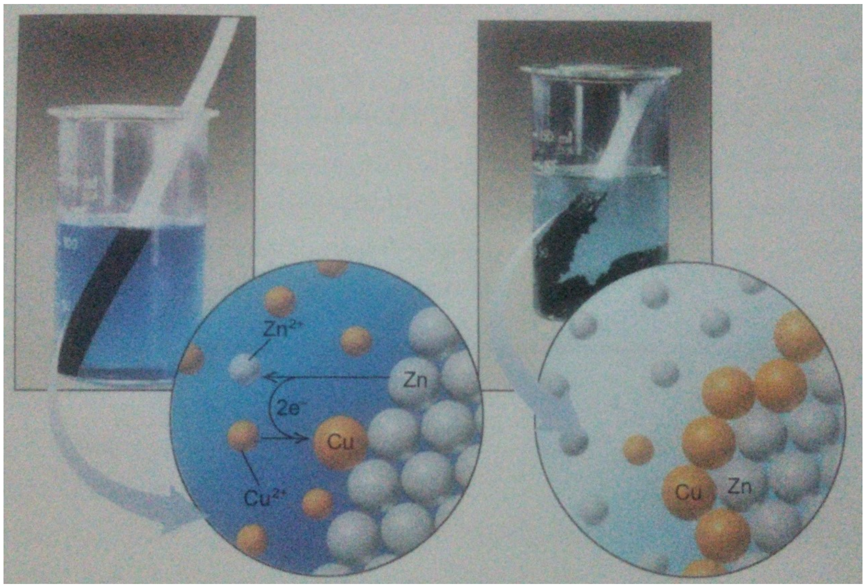
مکمل تعامل په لاندې ډول د دوو –نيمو تعاملاتو مجموعه ده:

$Cu^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Cu(s)$ ريدکشن

$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^{-}$ اکسيديشن

$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$ کامل تعامل

په لاندې شکل کې پورتنی تعامل وګورئ. (مارتین سیلبربرګ؛۱۳۸۹: ۴۰۶)



الکترولیتي پیلونه

الکترو لیتي پیلونه هغه الکترو کیمیاوي پیلونه دي چې په هغوي کې ریدوکس تعاملات خودبخود الکتریکي جریان تولیدوي. دواړه ډوله پیلونه مشابه برخې لري. دوه الکترودونه چې د محیط او پیل تر منځ چارج ته هدایت ورکوي. او د الکترولیت په منځ کې غوپه وي. الکترولیت (په مذابه یا آبي محلول کې) د ایونونو مخلوط دی چې تعامل په کښې اجرا کیږي. الکترود په کتود (منفي میله) او انود په (مثبت میله) نومول شوی دي، چې نیم، نیم تعامل په کې سر ته رسي.

د اکسیدیشن نیم تعامل په انود کې سر ته رسي. ریدکتانت (اکسیدیشن شوې) ماده الکترونونه له لاسه ور کوي، په انود کې د پیل ځخه تښتي.

د ریدکشن نیم تعامل په کتود کې سر ته رسي. اکسیدانت (ارجاع شوې) ماده الکترونونه اخلي په کتود کې پیل ته واردیږي. (مارتین، سیلبربرګ؛۱۳۸۹: ۴۰۴)

د بریښنا کیمیا په پروسو کې ارجاعي او تحمضي تعاملات

د بریښنا کیمیا په پروسو کې چې انرژي آزاد تولید او یا جذبیږي، د یوې کیمیاوي ذرې ځخه بلې کیمیاوي ذرې ته د الکترونو د حرکت پواسطه د ریدکس (تحمض او ارجاع) د تعامل له لارې، سر ته رسي. په دې برخه کې دا پروسه مرور کوو او د نیم تعامل طریقه د هغه د توازن سره تر بحث لاندې نیسو. بیا به ووینو چې دا ډول تعاملات څه ډول په دواړو صورتو کې د بریښنا د کیمیا په پیل کې مورد

استفاده قرار نيسي. (دکتر سلطاني، ۱۳۶۹ : ۲۴۳)

رېډوکس تعاملات ، اکسيدانتونه او رېډکتانتونه

د برېښنا د کيميا په تعاملاتو کې، د هر بل اکسيډيشنی پروسې غونډې د الکترون له لاسه ورکول اکسيډيشن او الکترون په لاس راوړل د رېډکشن په معنا ده.

Oxidants (اکسيډيشن کوونکي مرکبات) هغه مرکبات دي چې پخپل ترکيب کې هغه عنصر لري چې د اکسيډيشن شميره کښته بيايي. Reductants (ارجاع کوونکي مرکبات) هغه مرکبات دي چې پخپل ترکيب کې هغه عنصر لري چې د اکسيډيشن شميره پورته بيايي. بناءً اکسيدانتونه د هغه عناصرو لرونکي دي چې د اکسيډيشن عالي شميرې لري او رېډکتانتونه د هغه عناصرو لرونکي وي چې د اکسيډيشن ټيټې شميرې لري.

ټول فلزات په آزاد حالت په مختلفو اندازو سره ارجاع کوونکې دي او د ځينو فلزاتو لکه المونيم، مګنيزيم، سوډيم، پوتاشيم، جست او نور د رېډکتانت په حيث له هغه څخه استفاده کيږي. که چيرې کوم فلز د اکسيډيشن مختلفې شميرې ولري په داسې صورت کې هغه مرکب چې په هغه کې فلز د اکسيډيشن ټيټه شميره ولري د ارجاع کولو خواص له ځانه ښيئ، مثلاً: وسپنه (II)، کروم (II)، مس (I) او د هغو فلزونو مرکبات چې خپله فلز پکښې د اکسيډيشن لوړې شميرې ولري، د اکسيدايز کولو خاصيت لري، لکه: مس (II) سلفيت، (CuSO) سيماب (II) کلورايد HgCl سرپ داى اکسايد PbO وسپنه (III) کلورايد FeCl ، پوتاشيم کروميت KCrO ، او منګان داى اکسايد MnO .

غيرفلزات د اکسيډيشن مثبتې او منفي شميرې لري. غيرفلزي مرکبونه چې په هغه کې غيرفلز د اکسيډيشن لوړې شميرې لري اکسيدايز کوونکي (اکسيدانتونه) دي. او په هغو مرکباتو کې چې د اکسيډيشن منفي شميرې ولري ارجاع کوونکي (رېډکتانتونه) دي. هايډروجن، کاربن (په شکل د زغال او کوک) او کاربن مونواکسايد رېډکتانتونه دی چې په صنايعو کې له هغه څخه استفاده کيږي.

د شپږم او اووم ګروپ د غير فلزاتو مرکبونه چې د اکسيډيشن شميرې ئې منفي وي د قوي اکسيدانت په حيث ځنې استفاده کيږي. فلورين تر ټولو قوي اکسيدايز کوونکی دی مګر په تعاملاتو کې زياتره د اکسيجن، کلورين او برومين څخه د قوي اکسيدانت په حيث استفاده کيږي.

تيزابونه هم د اکسيدانتونو په حيث استعماليږي؛ د مالګې په تيزابو کې هايډروجن، د شورې په تيزابو کې نايټروجن، د ګوګړو په رقيقو تيزابو کې هايډروجن، او د ګوګړو په غليظو تيزابو کې سلفر

اکسیدایز کوونکي دي. (احسان؛۱۳۹۶ : ۳۴)

لاندې درې کلیدي نکتې په نظر کې ونیسئ

اکسیدیشن (د الکترون له لاسه ورکول) تل د ریدکشن (د الکترون په لاس ته راوړلو سره) ملګری دی.

اکسیدیشن کوونکې ماده خپله ارجاع کیږي، او ارجاع کوونکې ماده اکسیدیشن کیږي.

ټول الکترونونه چې د اکسیدیشن کوونکې مادې اتومونه /ایونونه ئې په لاس راوړي د ارجاع کوونکې مادې د اتومو/ ایونو د الکترونونو سره برابره دي. (مارتین سیلبربرګ؛۱۳۸۹ : ۳۹۸)

د ریدوکس د تعاملاتو ډولونه

ریدوکس تعاملات درې ډوله دي:

۱-هغه ریدوکس تعاملات چې په هغه کې د شاملو عناصرو د اکسیدیشن شمیره تغییر وکړي.

۲-هغه ریدوکس تعاملات چې په عین ماده کې د عناصرو د مختلفو اتومونو د اکسیدیشن شمیرې تغییر وکړي، د مرکباتو د حرارتي تجزیې تعاملات په دې ډول سر ته رسي، مثلاً:

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$$

$$Cl^{+5} + 6e^- = Cl^{-1} \quad /2$$

$$2O^{-2} - 4e^- = O_2^{\,0} \quad /3$$

$$2Cl^{+5} + 6O^{-2} = 2Cl^{-1} + 3O_2^{\,0}$$

۳-هغه ریدوکس تعاملات چې په هغه کې د عین عنصر د اتومو د اکسیدیشن شمیره تغییر وکړي. داسې تعاملات د غیر متناسبو تعاملاتو په نوم هم یادیږي. د Cl تعامل د قلوی ګانو سره د دې تعامل مثال دی:

$$2Cl_2^{\,0} + 6KOH = 5KCl^{-1} KCl^{+5}O_3 + 3H_2O$$

$$Cl^0 - 5e^- = Cl^{+5} / 1$$

$$Cl^0 + 1e^- = Cl^{-1} / 5$$

$$3Cl_2^{\,0} = Cl^{+5} + 5Cl^{-1}$$

(هادی، عبدالعلی؛۱۳۶۷ : ۳۱۶)

د ريدوکس تعاملاتو څخه ځينې مثالونه:

د Fe^{+} کټيون د اکسيدانت او هم د ريدکټانت په حيث عمل کوي:

$Fe(s)Fe^{+} + e^{-}$ (اکسيدانت)

اکسيدايز شوې ماده e^{-} $Fe^{+}Fe^{+} -$ (ريدکټانت)

که د جستو ټوټه د FeCl محلول ته واچول شي لاندې کيمياوي تعامل منځ ته راوړي: (مامونډ؛ ۱۳۹۲ : ۱۸۰)

د ريدوکس تعاملاتو د توزين لپاره د نيم تعامل طريقه

د ريدوکس تعاملاتو د توازن لپاره د نيم–تعامل طريقه په دوو برخو لکه د اکسيديشن نيم تعامل او ريدکشن نيم تعامل ويشو. هر نيم–تعامل د اتومو او چارجونو له مخې موازنه کيږي. بيا يو له دوی يا دواړه په صحيح عدد کې ضربيږي تر څو د اخيستل شويو الکترونو شمير د ورکړ شويو الکترونو د شمير سره برابر شي. له هغه څخه وروسته د دوه نيم–تعامل معادلې جمع کوو او د ريدوکس توازن شوې معادله په لاس راځي. د نيم–تعامل طريقه معمولاً د الکتروشيمي د مطالعې په وخت کې په کار وړل کيږي ځکه:

- ♦ د اکسيديشن او ريدکشن مرحله يو له بله جلا کوي، او په الکترو کيمياوي پيل کې د دوي د فزيکي جلا والي ښودنه کوي.
- ♦ د اکسيديشن–ريدکشن په تعاملاتو کې چې په تيزابي يا القلي محلولونو کې سر ته رسي د استفادې وړ او په پيلونو کې متداول ده.
- ♦ معمولاً د اکسيديشن د شميرې ټاکلو ته اړه نه لرو (په داسې مواردو کې چې نيم تعامل نه دی مشهود، د اکسيديشن شميره د هغه اتومونو د مشخص کولو لپاره چې تغيير ئې کړی او د نيم–تعامل د مربوط اتوم سره ليکو).

په کلي توګه، د ايوني تعامل په (اسکليت) کې چې يوازې اکسيديشن شوې او ارجاع شوې ذرې راښئ پيل کوو. که چيرې ديوې ذرې اکسيديشن شوی حالت د تعامل د (اسکليت) په چپه خوا کې وي، د همدغې ذرې ريدکشن حالت به په ښي خوا کې وي او بالعکس. غير د هغه حالاتو څخه چې H^{+} HO او OH^{-} اکسيديشن يا ارجاع شوي وي، د تعامل په اسکليت کې نه ظاهريږي. د يوه تعامل په توازن کې د نيم–تعامل په طريقه د لاندې مرحلو څخه استفاده کوو:

لومړۍ مرحله: د تعامل اسکلیت په دوو نیم-تعامل ویشو، چې هر نیم تعامل د یوې ذرې اکسیدیشن شوی او ریدکشن شوی حالت رانښئ. (داچې کوم یو ئې اکسیدشن او کوم ئې ریدکشن دی په راتلونکې مرحله کې به وښودل شي).

دویمه مرحله: په دواړو نیمو تعاملاتو کې اتومونه او چارجونه توازن کړۍ.

- د اتومونو د توزین ترتیب: غیرد O او H اتومو، بیا O او د هغه څخه وروسته H.
- چارجونه د الکترونو په زیاتولو سره توازن کیږي. د ریدکشن د نیم-تعامل په چپه خوا کې الکترون اضافه کیږي، ځکه چې تعامل کوونکي هغه لاس ته راوړي. د اکسیدیشن د نیم تعامل په ښئ خوا کې اضافه کیږي، ځکه چې تعامل کوونکي هغه له لاسه ورکوي.

دریمه مرحله: که چیرې لازمه وه، یو یا دواړه نیم تعاملونه په صحیح اعدادو کې ضرب کړو تر څو د ریدکشن څخه حاصل شوي الکترونونه د اکسیدیشن د لاسه ورکړو الکترونو سره برابر شي.

څلورمه مرحله: دوه-نیم تعاملات جمع کړۍ او د مادې حالتونه اضافه کړۍ.

پنځمه مرحله: اتومونه او چارجونه توازن کړۍ. (نواب زاده؛ ۱۳۷۱: ۱۲۱)

په تیزابي محلول کې د ریدوکس تعامل توازن کول

کله چې په تیزابي محلول کې د ریدوکس تعامل سر ته رسي، د اوبو HO مالیکولونه او د H^+ ایونونه توازن ته اړه لري. که څه هم د HO^+ څخه په اوبو کې د پروتون د ښودلو د پاره استفاده کیږي، دلته د H^+ څخه استفاده کوو ځکه د تعامل توازن آسانه کوي.

د دای کرومیت او ایودین ایونو د ریدوکس تعامل توازن سر ته رسوو. د کروم (III) ایون او ایودین جامد د تعامل محصول چې په تیزابی محلول کې منځ ته راځي. د ایوني تعامل اسکلیت یوازې اکسیدیشن شوې او ریدکشن شوې ذرې ښئ:

$$Cr_2O_7^{2-}\,(aq) + I^-\,(aq) \rightarrow Cr^{3+}\,(aq) + I_2\,(s)$$

لومړۍ مرحله: تعامل په دوه -نیمو تعاملاتو ویشو، هر نیم تعامل د یوې ذرې اکسیدیشن او ریدکشن حالت ښئ. د کروم دوې ذرې نیم- تعامل جوړوي او د ایودین دوې ذرې نیم بل:

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$$

$$I^- \rightarrow I_2$$

دوهمه مرحله: اتومونه او چارجونه په هر نیم –تعامل کې موازنه کړئ. د HO څخه د اکسیجن O اتومونه توازن کړئ. له H^+ څخه د H د اتومو په موازنه کې او د e څخه د مثبت چارج په توازن کې استفاده کیږي.

•د Cr^+ / $CrO7^-$ د نیم–تعامل لپاره

(الف) پرته د O او H اتومونه توازن کړئ. په کیڼه خوا کې د دوو اتوم Cr د موازنې لپاره، په ښۍ خوا کې

$$Cr_2O_7^{2-} \Rightarrow 2Cr^{3+}$$

له ۲ ضریب څخه استفاده کوو:

(ب) د O د اتومونو د توازن لپاره د اوبو HO مالیکول اضافه کوو: هر HO یو اتوم O لري، نو په ښۍ خوا په O^- Cr کې د O د توازن لپاره اووه HO اضافه کوو:

$$Cr_2O_7^{2-} \Rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

(ج) د H^+ د ایون په زیادت سره د H د اتومونو توازن: هر HO دوه H لري، نو د اوو HO په زیاولو سره باید H^+ په کیڼه خوا کې علاوه کړو:

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2+} \Rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

(د) د الکترون په زیاتولو سره چارجونه توازن کوو: د هر H^+ چارج ۱+ دی او په کیڼه خوا کې H^+ په اضافه د CrO^- +۱۲ لرو. دوه Cr^+ +۶ مثبت چارج په ښۍ خوا کې لرو، +۶ په کیڼه خوا کې اضافي لرو، پس باید e^- ۶ په کیڼه خوا کې ولګوو:

$$6\,e^- + 14H^+ + Cr_2O_7^{2+} \Rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

نوموړی توازن شوی نیم–تعامل د ریدکشن نیم –تعامل دی، ځکه چې الکترونونه په کیڼه خوا کې د تعامل کوونکي په عنوان قرار لري: د CrO^+ تعامل کوونکی الکترون اخلي (ریدکشن کیږي). نو CrO^+ اکسیدیشن کوونکی عامل دی. (توجه وکړئ چې د کروم د اکسیدیشن شمیره په کیڼه خوا کې له ۶+ څخه ښۍ خوا ته ۳+ کمبود کړئ).

•د I / I^{--} د نیم تعامل لپاره

$$2I^- \Rightarrow I_2$$

(الف) پرته له O او H څخه اتومونه توازن کړئ. په ښۍ خوا کې دوه اتومه ایودین دی، نو د۲ ضریب په کیڼه خوا کې هم لازم دي:

(ب) د O اتومونه د HO سره موازنه کړئ. ضرورت نشته ځکه O اتوم نه لرو.

(ج) د H اتومونه د H^+ موازنه کړئ. ضرورت نشته ځکه د H اتومونه نه لرو.

(د) چارج د e^- الکترون سره موازنه کړی. په کینه خوا کې د ۲ – د توازن لپاره، دوه e^- په ښی خوا کې زیاتوو:

$$2I^- \Rightarrow I_2 + 2e^-$$

نوموړی توازن شوی نیم– تعامل د اکسیدیشن دی ځکه چې الکترونونه په ښی خوا کې د محصول په عنوان قرار لري: د I^- تعامل کوونکی الکترون له لاسه ورکوي (اکسیدیشن کیږي)، نو I^- د ریدکشن عامل دی. (په توجه سره چې د ایودین I د اکسیدیشن شمیره له – څخه صفر ته زیاتیږي).

دریمه مرحله: د لزوم په صورت کې هر نیم–تعامل په صحیح عدد کې ضربوو، تر څو په اکسیدیشن کې د ورکړ شویو e^- شمیر د ریدکشن د اخیستل شویو الکترونو سره برابر شي. په اکسیدیشن کې ئې دوه الکترونه ورکړي او په ریدکشن کې ئې شپږ الکترونه اخیستي، باید اکسیدیشن په دریو کې ضرب کړو:

$$(2I \Rightarrow I_2 + 2e^-)$$

$$6I^- \Rightarrow 3I_2 + 6e^-$$

څلورمه مرحله: دوه نیم–تعامل جمع کوو. په دواړو طرفو کې چې کوم یو شان موارد دي حذف کوو. په دې مثال کې یوازې الکترونونه حذف کیږي:

$$6e^-\ 14H^+\ Cr_2O_7^{2-} \Rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

$$6I^- \Rightarrow 3I_2\ \ 6e^-$$

$$6e^-(aq) + 14H^+(aq) + Cr_2O_7^{2-}(aq) \Rightarrow 3I_2(s) + 7H_2O(l) + 2Cr^{3+}(aq)$$

پنځمه مرحله: د دوهم ځل لپاره اتومونه او چارجونه بر رسي کړی تر څو توازن وي:

په القلي محلول کې د ریدوکس تعاملاتو توازن

په اسیدي محلول کې د اوبو د مالیکولونو HO او د H^+ د ایونو څخه په توازن کې استفاده کیده. همدارنګه په القلي محلول کې د اوبو د مالیکولونو او د OH^- د ایونو څخه استفاده کیږي.

په القلي محلول کې د ریدوکس د معادلې د توازن لپاره یوازې یوې اضافي مرحلې ته اړتیا لرو. وروسته له هغه چې دوه نیم–تعامل توازن شي (په اسیدي محلول کې ۱ او ۲ مرحله) ورکړ شوي e^- د

اخیستل شویو e^- سره برابرشي (دریمه مرحله) دوه نیم–تعامل سره جمع شول (څلورمه مرحله) په دې مرحله کې د OH^- یو ایون د معادلې په دواړو خواو د هر H^+ ایون په برابر اضافه کوو. (دې مرحلې ته د القلي څلورمه مرحله وایو) د H^+ ایون د OH^- د ایون سره په یوه خوا کې اضافه شوي او په HO تبدیلیږي، او د معادلې د بل طرف OH^- باقي پاته کیږي. د HO اضافي مالیکولونه حذف شوي او د موادو حالت مشخص کیږي. په آخر کې اتومونه او چارجونه توازن کوو. (مارتین سیلبر برگ؛۱۳۸۹: ۳۹۹-۴۰۲)

د الکترولیز په عملیه کې ریدوکس تعاملات

د سودیم کلوراید الکترولیز

الف– د سودیم کلوراید د مذابې الکترولیز: الکترولیتونه په محلول او د مذابې په حالت کې په مثبت او منفي ایونو انفکاک کوي. مثلاً: سودیم کلوراید د مذابې په حالت کې د Na^+ او Cl^- د ایونو په شکل وجود لري. کله چې د دې مذابې څخه د مستقیم برق جریان تیریږي نو د Na^+ ایونونه منفي الکترود (کتود) او د Cl^- ایونونه مثبت الکترود (انود) ته ځي.

$$2NaCl \xrightarrow{\text{ذوب}} 2Na^+ + 2Cl^-$$

کتود (−) $2Na^+ + 2e^- \xrightarrow{\text{ارجاع}} 2Na^0$

انود (+) $2Cl^- - 2e^- \xrightarrow{\text{اکسیدیشن}} Cl_2^0$

په کتود کې د سودیم ایونونه ارجاع کیږي او فلزي سودیم جوړوي. او په انود کې د کلورین ایونونه اکسیدیشن کیږي او د کلورین گاز آزادیږي.

ب– د سودیم کلوراید د اوبو د محلول الکترولیز: پاس مو ولیدل چې د سودیم کلوراید په مذابه حالت کې یوازې د همدې مالگې ایونونه Na^+ او Cl^- وجود لري، مگر د سودیم کلوراید د اوبو په محلول کې اوبه او د Na^+ او Cl^- ایونونه وجود لري دلته په کتود کې د Na^+ او HO د ارجاع

د تعاملاتو له جملې څخه هغه تعامل صورت نیسي د کوم د پاره چې کمه انرژي مصرفیږي.

اوبه د HO د Na^+ په پرتله قوي اکسیدانت دی نو دلته په کتود کې اوبه ارجاع او هایدروجن آزادیږي.

$$(-)\ 2H_2O + 2e^- \text{-------}\rightarrow H_2 + 2OH^-$$

په انود کې کلورین په استثنایي ډول د اوبو څخه د مخه اکسیدایز کیږي او په انود کې د کلورین ګاز لاس ته راځي.

$$(+)\ 2Cl^- - 2e^- \text{------}\rightarrow Cl_2^0$$

پس د سودیم کلوراید د اوبو د محلول د الکترولیز په جریان کې په کتود کې د هایدروجن ګاز او په انود کې د کلورین ګاز آزادیږي او د سودیم هایدروکساید محلول هم په لاس راځي. خالص سودیم هایدروکساید (کاستک سودا) په صنعت کې هم په دې طریقه حاصلیږي.

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{الکترولیز}} 2NaOH + H_2^0 + Cl_2^0$$

د پورتني مثال څخه څرګندیږي چې د خالصې کیمیاوي مادې د مذابې د الکترولیز او د هغې مادې د اوبو د محلول د الکترولیز حاصلات کیدای شي چې فرق ولري. پاس مو ولیدل چې د محلول د الکترولیز په وخت په کتود کې د مختلفو کتیونو له جملې څخه تر ټولو قوي اکسیدانت او په انود کې د مختلفو انیونو له ډلې څخه ډیر قوي ریدکتانت په الکترودي تعاملاتو کې برخه اخلي. که د الکترولیز د آلې کوم الکترود منحل وي نو هغه هم په دغه مسابقه کې شاملیږي. (موماند؛۱۳۹۲ : ۲۰۸) او (سلطانی؛ ۱۳۶۹ : ۲۵۳)

پایله

ریدوکس تعامل د ارجاع د عامل څخه د اکسیدیشن عامل ته د الکترون انتقال دی. د توازن

لپاره د نیم –تعامل طریقه په دې معنا ده چې مکمل تعامل په دوه نیمو تعاملاتو وویشو او هر نیم تعامل ځانګړی موازنه کړو او بیا وروسته دواړه نیم، نیم تعاملونه سره تلفیق کړو.

د ریدوکس د تعاملاتو په اساس دوه ډوله الکترو کیمیاوي پیلونه موجود دي. په ګالواني پیل کې په خپل سر د برېښنا د تولید تعامل سر ته رسي او د محیط پرمخ کار سر ته رسوي. په الکترولیتي پیل کې محیط د الکتریکي انرژي په ورکولو سره کار سر ته رسوي تر څو تعامل پرته له خپل سر څخه سر ته ورسي. په دواړو ډول پیلونو کې

دوه الکترووده د الکترولیت محلول په دننه کې موقعیت لري. په انود کې اکسیدیشن او په کتود کې ریدکشن سرته رسي.

اخـځلیکونه

۱-رابرت سی فای، جان مک موری. (۱۳۹۰ هـ ش). **شیمی عمومی**. ترجمۀ یاوری، عیسی و ادیب مهدی. تهران: چاپ اول، جلد ۲. نشر علوم دانشگاهی.

۲-مورتیمر، چارلز. (۱۳۸۹هـ ش). **شیمی عمومی**. ترجمۀ یاوری، عیسی. تهران. چاپ سی و سه. جلد ۲. نشرعلوم دانش[illegible]اهی.

۳-سیلبربر**گ**، مارتین. (۱۳۸۹هـ ش). **اصول شیمی عمومی**. ترجمۀ میرمحمد صادقی مجید اونور. تهران: چاپ دوم. جلد ۲. نوپردازان.

۴-سلطانی، سیدیحی و شفایی، مهدی. (۱۳۶۹هـ ش). **شیمی معدنی**. تهران. چاپ پنجم. جلد ۱. انتشارات علوی.

۵-هادی، عبدالعلی: او نور. (۱۳۶۷هـ ش). **کیمیای عمومی و غیر عضوی**. کابل: جلد۲. کابل پو هنتون.

۶-احسان. (۱۳۹۶ هـ ش). **کیمیای عمومی و غیر عضوی** (لکچرنوت پوهنحی طب معالجوی و ستوماتولوژی پوهنتون غالب). هرات: نشرات شکیبایی.

۷-نواب زاده. (۱۳۷۱ هـ ش). **کیمیای فزیکی** (لکچرنوت پوهنحی ساینس پوهنتون اسلامی افغانستان). پیشاور. نشرات پوهنتون اسلامی.

۸-ماموند، خیرمحمد. (۱۳۹۲هـ ش). عمومی کیمیا. خپرندوی ننگرهار طب پوهنحی. کابل: افغانستان تایمز مطبعه.