د محلولونو خواص او غلظتونه

لیکوال: نوراحمد احسان

لنډیز

محلولونه متجانس مخلوطونه دي چې د منحلې مادې مالیکولونه په ټول سیستم کې د محلل د مالیکولونو سره بین المالیکولي قواوې جوړوي. د محلل په یوه ټاکلي مقدار او ټاکلې تودوخه کې (فشار هم د ګازونو په انحلال کې مدینظر دی) د حل شوې مادې مقدار ته د همغه مادې انحلالیت وایي. د خالصو موادو د مالیکولونو تر منځ د قواوو څخه پرته په محلول کې هم ایون– دوه قطبي، ایون– القائې، دوه قطبي او القائې دوه قطبي–دوه قطبي قواوې موجودې وي.

د محلولونو جمعي خواص د حل شویو ذراتو په شمیر پورې اړه لري نه د ذراتو په کیمیاوي ماهیت پورې. د خالص محلل په مقایسه د غیر مفرو، غیر الکترولیت محلولونو د بړاس فشار لږ (د رائول قانون) د ځوښ ټکی لوړ، د انجماد ټکی ټیټ او د آسموسس فشار لري. د جمعي خواصو څخه کولای شو د حل شوې مادې مولي کتله و ټاکو. که چیرې منحله ماده او محلل دواړه مفر وي، د هر جز د بړاس فشار د بل جز د حضور په خاطر کمښت کوي. تل د هغه جز چې تېښته (فرار) ئې زیاته وي د بړاس فشار ئې ډیر وي.

بنسټیز ویونه: غلظت، ماده منحله، محلل او حلیدل.

سـریـزه

تقریباً ټول ګازونه، مایعات او جامدات چې زمونږ نړۍ جوړوي، د مخلوط په څیر وي. دوه یا څو مادې چې په فزیکي لحاظ سره ګډې شوې اما د کیمیاوي ترکیب له مخې نه وي یو ځای شوې، مخلوطونه دي. سنتیزي مخلوطونه لکه ښیښه او صابون معمولاً څو جزه لري، په داسې حال کې چې طبیعي مخلوطونه لکه د سیند اوبه خاوره، ډیر پیچلي او تر پنځوس اجزاو هم زیات لري. ژوندي موجودات لکه: انسانان او نباتات تر ټولو پیچلي مخلوطونه دي. حتي د باکتریا یوه حجره له ۵۰۰۰ څخه زیات اجزا لري.

په راتلونکو کرښو کې د محلولونو ډولونه، د محلول د جوړیدو طریقه، د محلولونو خواص د هغوی د خالصو جوړونکو موادو سره توپیر، د محلولونو د مطالعې ګټې او په نباتاتو خاصتاً لوړو ونو کې د شیرې انتقال او داسې نور موضوعات لوستلای شۍ.

محلول او د هغه ماهیت

محلولونه متجانس مخلوطونه دي، چې په هره برخه کې ئې د منحله مادو او محلل د ذرو نسبت معین وي.

معمولاً، د یو محلول هغه جز چې د مقدار له مخې د نورو اجزا په نسبت زیات وي، محلل (حلوونکې) او نورې اجزاوې ئې منحله ماده بلل کیږي. او یا هم د محلول هغه جز چې د محلول د جوړیدو په وخت کې فزیکي حالت ته تغییر ور نه کړي محلل بلل کیږي. البته د دې اصطلاحاتو استعمال اختیاري دی او د استعمال لپاره ئې دقت ته اړتیا نه ښکاري. کله بیا دا آسانه ده چې د محلول هغه برخه چې مقدار ئې کم دی، محلل و بولو. دا ځکه چې د حلیدو پروسه یو طرفه نه ده بلکه د محلول ټولې اجزاوې یو په بل کې حلیږي.

ځینې له موادو څخه په هر نسبت یو په بل کې حلیږي، لکه: اوبه او الکول. ځینې بیا محدود یا قسمي انحلالیت لري، لکه: اوبه او ایتر. ځینې بیا یو په بل کې د انحلال قابلیت نه لري؛ لکه: اوبه او نفت. (هادی اونور: ۱۳۶۷؛۱۸۴)

په محلول کې د مالیکولونو ترمنځ قواوې

ټولې هغه بین المالیکولي قواوې چې په خالصو موادو کې موجودې وي، د حل کوونکو او حل کیدونکو مواد ترمنځ په محلول کې هم وجود لري.

۱–د ایون –دوه قطبی قواوې؛ اصلي قواوې دي چې په اوبو کې د ایوني مرکباتو په انحلال کې موجودې وي. کله چي جامده مالګه په اوبو کي حل شي، د جامدې مالګي د سطحې

پر مخ هر یو ایون د اوبو د مالیکولو د هغه قطب پواسطه چې ورسره مخالف وي، جذبوي. د اوبو د جاذبې داسې قواوې د مالګې د ایونونو پر خپل منځې قواوو مسلط کیږي او بلوری جوړښت پاشل کیږي. د شبکې څخه د یوه ایون د جلا کیدلو په نتیجه کې د اوبو مالیکولونه د ایون تر شا او خوا را څرخي. نویو شواهدو ښودلې چې عادی هایدروجنی اړیکې یوازې د اوبو د مالیکولو تر منځ تر ټولو نژدې لایه کې (کوم چې د ایون تر شا او خوا را تاو شوي) تغییر کوي. نوموړې مالیکولونه د نورو مالیکولونو سره چې لږ څه لرې وي هایدروجنی اړیکې جوړوي. د اوبو د مالیکولونو شمیر د ایون تر شا او خوا د ایون تر اندازې پورې تعلق لري. د Li^{+} د ایونو تر شا او خوا د اوبو څلور مالیکولونه په څلور مخیزه توګه را تاویږي په داسې حال کې چې لوی ایونونه لکه Na^{+} د شپږو مالیکولونو اوبو په اته مخیزه ډول احاطه کیږي.

۲-هایدروجني اړیکې؛ د اوبو په محلول کې خاص اهمیت لري. هایدروجني اړیکې په اوبو کې د ډیرو اکسیجن لرونکو، نایتروجن لرونکو، او بیولوژیکي ترکیباتو، لکه الکولو، قندونو، امینونو، او امینو اسیدونو د پاره د انحلالیت ښه عامل ګڼل کیږي. (په یاد راوړۍ چې O او N وړوکي دي او لویه الکترو نیګتیویتی لري، نو ځکه یې د H سره اړیکې، د هایدروجن اتوم تر یوې اندازې پورې مثبت ګرزوي او کولای شي د HO اکسیجن ته ډیر نژدې شي).

۳-دوه قطبي-دوه قطبي قواوې؛ د هایدروجني اړیکې په غیاب کې، د قطبي عضوي مالیکولونو لکه ایتانل (استالدیهاید CH–CHO) پرته له اوبو په نورو قطبي محللو کې لکه کلوروفارم(CHCl) د حلیدو موجب ګرزي.

۴-د ایون -دوه قطبي القائی قواوې؛ د ایون- دوه قطبي القائی قواوې هغه وخت منځ ته راځي چې د مجاور غیر قطبي مالیکول الکتروني وریځې د کوم ایون پواسطه ولړزیږي. دا ډول قوا، چې د وینې په هیموګلوبین کې د Fe^{+}ایون او د O تر منځ اتصال منځ ته راوړي، په بیولوژي کې مهم رول لري. لکه څنګه چې ایون د هر همسایه مالیکول د دوه قطبي د زیاتیدو موجب ګرزي، د ایون- دوه قطبي القائی قواوې د مالګو په حلیدو کې لکه LiClپه هغه محللو کې چې قطبیت ئې لږ وي لکه ایتانول، موثر دی.

۵-دوه قطبي- دوه قطبي القائی قواوې؛ هم د قطب قبلولو په اساس کار کوي. له ایون- دوه قطبي القائی قواو څخه ضعیف تره دي. ځکه چې لږ چارج لري (د کولن قانون). د دوه قطبي -دوه قطبي القائي قواوې هغه وخت منځ ته راځي چې قطبي مالیکول د غیر قطبي مجاور مالیکول الکتروني وریځې سره ولړي (ولړزوي). د هوا د O او N او نادرو ګازونو انحلالیت په

اوبو کې تر يو زيات حده پورې تر همدغه ډول قواو پورې تعلق لري. د رنګ رقيق کوونکي او روغني محللونه هم د دوه قطبي-دوه قطبي القائی قواو پر اساس عمل کوي.

۶- بين الماليکولي تيتې (پراکندګی) قواوې؛ د ټولو حليدونکو په حليدو او په ټولو انحلاليتونو کې ګډون لري، مګر بين الماليکولی اصلي قواوې په هغه محلولونو کې وي چې غير قطبي مواد لکه نفت او بنزين لري. (سيلبربرګ: ۱۳۸۹؛ ۴)

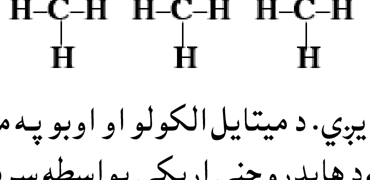
د حليدو پروسه

د کوولانسي غير قطبي ماليکولونو په منځ کې د جاذبه قواو په حيث يوازې د لندن قواوې موجودې وي. د کو ولانسي قطبي ماليکولونو په منځ کې بين الماليکولي جاذبه قواوې، د لندن د قواو څخه پرته په دوه قطبي-دوه قطبي قواو پورې هم اړه لري. که چيرې هايدروجني اړيکه موجوده وي بين الماليکولي قواوې په غير عادي توګه قوي دي.

قطبي او غير قطبي مواد يو پر بل کې نه حليږي. مثلاً: کاربن تترا کلورايد چې يوه غير قطبي ماده ده، په اوبو کې چې قطبي ماده ده، نه حل کيږي. د اوبو د دوو ماليکولو تر منځ جاذبه د کاربن تترا کلورايد او د يو ماليکول اوبو د جاذبې په نسبت لويه ده. په نتيجه کې د کاربن تترا کلورايد ماليکولونه شړل کيږي او دا دوې مادې، يو مايع دوه طبقه ای سيستم منځ ته راوړي.

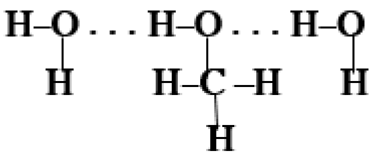
ايودين يوه غير قطبي ماده ده او په کاربن تترا کلورايد کې حل کيږي. په جامد ايودين کې د ايودين د ماليکولونو ا تر منځ جاذبه د کاربن تترا کلورايد CCl د ماليکولونو تر منځ د جاذبې سره د نوعيت او مقدار له مخې تقريباً يو ډول ده. له دې وجې څخه د ايودين او کاربن تترا کلورايد تر منځ د قوي جاذبې په منځ ته راتلو سره کولای شي د ايودين ماليکولونه د کاربن تترا کلورايد د ماليکولونو سره ممزوج کړي. حاصل شوی محلول يو بې نظمه ماليکولي مخلوط دی.

ميتايل الکول CH–OH د اوبو په څير قطبي ماليکولونه دي، چې ډير سره نژدې دي. په هرو دواړو خالصو مايعو کې ئې ماليکولونه د هايدروجني اړيکې پوسيله سره جذب وي:



ميتايل الکول او اوبه په هر نسبت يو پر بل کې ګډيږي. د ميتايل الکولو او اوبو په محلول کې د ميتايل الکولو CH–OH او اوبو HO ماليکولونه د هايدروجني اړيکې پواسطه سره تړلي

دي:



میتایل الکول په غیر قطبي محللونو کې نه حلیږي. ځکه د خالصو میتایل الکولو په بین المالیکولي قوي جاذبه باندې غیر قطبي مالیکولونه نه شي غالب کیدلای، مګر دا چې د محلل مالیکولونه و کولای شي مساوي یا تقریباً مساوي جاذبه قوه ، منځ ته راوړي.

په عمومي توګه، قطبي مواد یوازې په قطبي محللو او غیر قطبي مواد په غیر قطبي محللونو کې حل کیږي. د حلیدو لومړنۍ قاعده داده چې؛ د اړیکو له مخې مشابه مالیکولونه یو پربل کې حلیږي. شبکه ای بلورونه لکه الماس چې په هغوي کې د بلور منځ ته راوړونکي اتومونه د کوولانسي اړیکو په وسیله سره تړلي دي، په ټولو مایعاتو کې د حل قابلیت نه لري. نوموړی بلوري جوړښت دومره پایداره دي چې د انحلال د پروسې پواسطه نه ماتیږي. د منحلې مادې او محلل تر منځ هیڅ پوتانشیلي جاذبه نه شي کولای د دې ډول بلور د کوولانسي اړیکې قدرت ته ورسیږي.

قطبي مایعات (خاصتاً اوبه) کولای شي د ډیرو ایوني ترکیباتو محلل وي. حل شوي ایونونه د الکتروستاتیکي قواوو په وسیله د محلل قطبي مالیکولونو ته جذبیږي، یعني منفي ایونونه د محلل د مالیکولو د مثبت قطب په وسیله او مثبت ایونونه د محلل د مالیکولو د منفي قطب په وسیله جذبیږي. د ایون– دوه قطبي دا ډول جاذبه کیدلای شي نسبتاً قوي وي. (کاتن:۱۳۶۵؛ ۱۰۱، ۱۰۷) (احسان: ۱۳۹۶؛ ۶۲-۶۱)

په اوبو پوښلي (هایدریت شوي) ایونونه

منفي ایونونه په اوبلن محیط کې د ایون او د اوبو د مالیکولو د هایدروجنو د جاذبې پواسطه سره په اوبو پوښل کیږي. په ځینو مواردو کې لکه سلفیت ایون ممکن نوموړې جاذبه د یوه یا څو هایدروجني اړیکې په وسیله رامنځ ته شي:

مثبت ایونونه د ایون او د اوبو د مالیکول د اکسیجن د اتوم د غیر رابطوي زوج الکترونو د جاذبې پوسیله په اوبو پوښل کیږي. دا جاذبې قوي دي، په ډیرو مواردو کې هر کتیون د اوبو د معین شمیر مالیکولونو په وسیله پوښل کیږي.

د اوبو نور ماليكولونه په كتيونو او انيونو متصل ماليكولونو وصليږي او هايدروجني اړيكې جوړوي. مګر د اوبو د ماليكولونو دا بيروني طبقه په ضعيفه توګه سره وصل وي.
هغه عوامل چې د اوبو د ماليكولونو او ايونونو تر منځ قوي اتصال منځ ته راوړي په لاندې ډول دي:
۱-هغه ايونونه چې برقي چارج ئې زيات وي، په قوت سره د اوبو د ماليكولونو هايدروجن او اكسيجن جذبوي.
۲-وړوكي ايونونه نسبت غټو ايونو ته موثر دي، ځكه چې د وړوكو ايونو د برقي چارج كثافت زيات وي. (مورتيمر : ۱۳۸۸؛ ۱۸۷)

هغه عوامل چې په انحلاليت اثر لري

كه چيرې جامد NaCl په اوبو كې واچوو، لومړي ئې حليدل په چټكتيا سره سر ته رسي، او بيا د سوديم كلورايد په زيادت سره ئې حليدل مخ په كميدو ځي، چې بالاخره حليدل متوقف كيږي. ځكه چې تعادلي ديناميک منځ ته راځي، چې په هغه كې د Na^+ او Cl^- ايونونه چې بلور ئې ترک كړی او محلول ته راغلي وي شمير ئې د هغه ايونو سره چې له محلول څخه بلور ته راګرزي برابر وي. اصطلاحاً د محلول دې نقطه ته چې د حل شوې مادې په نسبت موړ شوی وي، د محلول مشبوع حالت وايي.
اوس په پورتني تعريف كې مشبوع شوی محلول د جامدو ناحل شويو سره بايد په تعادل كې وي. هغه مواد چې د تودوخې په لوړو درجو كې ئې انحلاليت نسبت ټيټو درجو ته زيات وي كولای شي كله د مافوق مشبوع محلولونو په نوم محلولونه منځ ته راوړي، چې د حل شوې مادې د تعادلي مقدار څخه به زياته منحله ماده ولري. مثلاً : كله چې د سوديم استيت مشبوع محلول د تودوخې په لوړو درجو كې تهيه شي او بيا په آرامۍ سره سوړ شي نو مافوق مشبوع محلول منځ ته راځي. اما داسې محلول ناپايدار وي، كه چيرې د سوديم استيت وړوكې بلوري دانه ورواچوو نو رسوب منځ ته راوړي. (نواب زاده: ۱۳۸۷؛ ۶۷)

په حليدو د تودوخې اثر

د مادې د جوړښت او حليدو تر منځ او هم د حليدو او تودوخې تر منځ روښانه اړيكې معلومې نه دي . د ډيرو جامدو ماليكولي او ايوني حليدل د تودوخې په زياتيدو سره زياتيږي، كه څه هم د ځينو موادو لكه NaCl حليدل د تودوخې په زياتيدو سره تقريباً تغيير نه كوي او د ځينو نورو حليدل لكه: د $Ce(SO)$ كميږي. د ګازونو حليدل (په استثنا د هيليم) په اوبو كې د

تودوخې په زیاتیدو سره کمیږي.

په حلیدو د فشار اثر

فشار د جامداتو او مایعاتو پر حلیدو عملاً هیڅ اثر نه لري، مګر د ګازاتو په حلیدو په شدت سره اثر لري. د هنري د قانون مطابق په یوه مایع کې د یوه ګاز حلیدل په ټاکلې تودوخه کې د محلول پر مخ د ګاز د جزیي فشار سره مستقیم تناسب لري.

د هنري قانون: K . P= انحلالیت

په دې عبارت کې د k ثابت د هنري د قانون ثابت، د یوه خاص ګاز مشخصه او p د محلول پر مخ د ګاز د جزیي فشار څخه عبارت دی. که چیرې جزیي فشار دوه برابره شي، انحلالیت هم دوه برابره کیږي، که جزیي فشار دری برابره شی نو انحلالیت هم دری برابره کیږي، او نور هم په همدې ترتیب. د هنري د قانون ثابت په mol/ (L . atm) لیکل کیږي، د تودوخې درجه ۲۵ C په نظر کې نیول کیږي. P د atm سره برابره او د هنري د قانون ثابت K د عدد له مخې د ګاز د انحلالیت د مول پر لیتر سره حساب شي.

د هنري د قانون د تطبیق ښه مثال هغه وخت سر ته رسي چې لامبو وهونکی (غواص) له اوبتلو څخه په تیزۍ د اوبو سطحې ته راشي او په دردوونکو حالاتو د نابېره فشار د کمښت سره مخامخ کیږي. ځکه چې زیاته اندازه نایتروجن د اوبو په عمق کې د زیات فشار په وجه په وینه کې حل کیږي. کله چې غواص سطحې ته راځي او فشار په بیړه کمیږي، په وینه کې حل شوی نایتروجن هم په بیړه سره د حبابونو په څېر آزادیږي، شعریه عروق بندوي او د وینې د جریان مخنیوی کوي.

د دې پېښې د مخنیوي له پاره کیدلای شي د هوا (اکسیجن–نایتروجن) پر ځای د اکسیجن– هلیم د مخلوط څخه استفاده وشي ځکه چې د هلیم د حلیدو قابلیت نسبت نایتروجن ته په وینه کې ډیر کم دی. (مک موری: ۱۳۸۵؛ ۲۸۵-۲۸۴)

د محلولونو جمعي خواص

په کیفي لحاظ د محلولو خواص خالص محلل ته ورته دي اما په کمي لحاظ مختلف دي. مثلاً: خالصې اوبه د سانتي ګرید په سل درجو کې ایشي او په صفر درجه کې منجمد کیږي. مګر د سودیم کلوراید یو مولاله m , محلول په C , کې ای‌شي او په ۳.۷ C- کې منجمد کیږي.

د محلول د خالص محلل په مقایسه د محلول د جوښ د ټکي لوړیدل او د انجماد د ټکي کمیدل د محلول د جمعي خواصو Colligative څخه دي کوم چې په حل شوې مادې پورې تعلق

لري نه د هغه پر کیمیاوي ماهیت پورې. د کالیګاتیو معنا (په یوه مجموعه کې یو د بل سره تړلي) په دې دلیل سره په کار وړل کیږي چې د حل شویو ذراتو مجموعه د مشاهدې د اثراتو مسبب شوې. نور جمعي خواص عبارت دي له: د محلول د بړاس د فشار کمښت او آسموس (د محلل او نورو وړو مالیکولونو تیریدل له نیم قابل نفوذ څخه). (سیلبر برګ: ۱۳۸۹؛ ۲۴)

د محلول د بړاس د فشار کمښت

په یوه سر تړلي لوښي کې ئې مایع د خپل بړاس سره په تعادل کې وي. هغه اندازه فشار چې د بړاس پواسطه په لوښي وارديږي د مایع د بړاس فشار بلل کیږي. کله چې د خالص محلل د بړاس فشار په ثابته تودوخه کې د محلول د بړاس سره مقایسه کړو، وبه وینو چې توپیر لري. که چیرې منحله ماده غیر مفره وي او د بړاس فشار ئې ډیر زیات نه وي (لکه د یوې جامدې مادې حلیدل) د محلول د بړاس فشار تل د خالص محلل د بړاس د فشار څخه کښته وي. که چیرې منحله ماده مفره وي او د بړاس فشار ئې ډیر زیات وي (لکه د دوو مایعو محلول) د محلول د بړاس فشار به د دوو خالصو مادو تر منځ وي. (هادی او نور: ۱۳۶۷؛ ۱۸۵)

د محلول د ځوښ د ټکي ډیرښت او د انجماد د ټکي کمښت

د یوې مایع د بړاس فشار د تودوخې په زیاتیدو سره زیاتیږي، کله چې د بړاس فشار د اتموسفیر د فشار سره برابر شي نو مایع په ځوښ راځي. دا چې د غیر مفره منحله مادې محلول د تودوخې په ټاکلې درجه کې د بړاس فشار د خالص محلل څخه لږ دی، نو محلول باید تر لوړو درجو پورې ګرم شي تر څو پر ځوښ راشي. برسیره پر دې، لکه څنګه چې محلول په ټاکلې تودوخه کې د خالص محلل په نسبت د بړاس ټیټ فشار لري، نو باید محلول د تودوخې تر ټیټې درجې پورې سوړ شي تر څو منجمد شي.

د محلول د ځوښ د ټکي لوړیدل نسبت خالص محلل ته، د بړاس د فشار د کمښت غوندې د حل شویو ذراتو تر غلظت پورې تعلق لري. ځکه د ګلوکوز m . محلول په اوبو کې په atm فشار کې په C. کې (C. لوړ له معیاري تودوخې څخه) ایشي. اما د NaCl یو مولالله محلول په اوبو کې په C . (C . لوړ له معیاري تودوخې څخه) په جوش راځي. دا ځکه چې د NaCl د حل شویو ذراتو (ایونونو) شمیر نسبت د ګلوکوز محلول ته دوه برابره دی.

د محلول د ځوښ د توپیر تودوخه rT_b عبارت ده له:

$$\triangle T_b = K_b \cdot m$$

په پورتني فورمول کې m د حل شویو ذرو مولالي غلظت دی نه مولاري غلظت او K_b د مولال د ځوښ د ټکي د ډیرښت ثابت دی چې د محلل په نوع پورې اړه لري. غلظت باید پر مولالیتې سره بیان شي تر څو د تودوخې څخه مستقل وي.

د محلول د انجماد د تودوخې کمښت نسبت خالص محلل ته هم لکه د ځوښ د ټکي ډیرښت د منحلې مادې د ذراتو په غلظت پورې اړه لري. مثلاً: د ګلوکوزیو مولاله محلول په اوبو کې په C.- کې منجمد کیږي، او د NaCl یو مولله محلول په اوبو کې په C .- کې منجمد کیږي. د محلول د انجماد د تودوخې توپیر عبارت دی له :

$$\Delta T_f = K_f . m$$

m د منحلې مادې د ذرو مولالي غلظت دی او K_f د مولال د انجماد د ټکي د کمښت ثابت دی چې د محلل په نوع پورې اړه لري. په محلولونو کې د ځوښ د ټکي د ډیرښت او د انجماد د ټکي د کمښت اصلي علت همغه د بړاس د بخار د کمښت علت دی. (مک موری: ۱۳۸۵؛ ۲۸۹ -۲۹۰)

د آسموس عملیه او آسمو تیک فشار

که چیرې د محلل او منحله مادې تر منځ یوه نیمه قابل نفوذ پرده Semipermeable membrane چې د ژوندیو موجوداتو د حجرو تر منځ موجودې دي قرار ولري، اوبو او وړوکو مالیکولونو ته د عبور اجازه ورکوي او د منحلې مادې غټو مالیکولونو او ایونونونه متوقف کوي. یا کله چې محلول او خالص محلل (یا په متفاوت غلظت سره دوه محلوله) د نیمه قابل نفوذ پردې پواسطه سره جلا شي، د آسموسس د پروسې په نوم د محلل مالیکولونه د غشا څخه عبور کوي. اګر چې د محلل عبور د پردې د دواړو خواوو څخه منځ ته راځي، د محلل له لوري د محلول پر خوا مطلوب دی او په چټکتیا سره سر ته رسي. په نتیجه کې د محلل په خوا کې مایع کمیږي او د محلول پر خوا کې زیادت کوي او د محلول غلظت کمیږي. (احسان: ۱۳۹۶؛ ۶۵)

د آسموس عمل د تجربي وسایلو په وسیله ښودل شوی دی. په هغه کې محلول د یوه مخزن په منځ کې د یوې نیمه قابل نفوذ پردې په واسطه د خالص محلل څخه جلا شوې ده. محلل د پردې څخه له بیکر څخه مخزن ته عبور کوي او په جانبي لوله کې د مایع د پورته تلو سبب ګرزي. په لوله کې د مایع د وزن ډیرښت مضاعف فشار منځ ته راوړي چې محلل د پردې څخه بیرته راګرزوي تر څو د تلو او راتلو چټکتیا سره برابره شي او د مایع پورته ختل متوقف کړي. د جانبي لولې د مایع پواسطه اعمال شوی فشار د محلول د آسموتیک فشار په نوم یادیږي، چې د

یوناني تورو څخه په لوی توري «پای» ¶ سره ښودل کیږي. حتی د نسبتاً رقیقو محلولونو لپاره د آسموس فشار کیدلای شي ډیر لوړ وي. د بیلګې په توګه: د M . NaCl د محلول آسموتیک فشار په C کې atm . دی، هغه فشار چي د اوبو د سطحي اختلاف تقریبا ۞ د (۸۰ m) په اندازه تحملوي (زغمي)!

د محلول او محلل تر منځ آسموتیک فشار د لاندې معادلې مطابق په محلول کې د حل شوې مادې د ذراتو تر غلظت پورې اړین دی:

$$¶ = MRT$$

په پورتني فورمول کې M د حل شویو ذراتو مولي غلظت، R د ګاز ثابت . $\frac{L.atm}{K.mol}$ او T د کالوین په حساب تودوخه. مثلاً: د ګلوکوز M .محلول په اوبو کې په K د atm. فشار سره برابره ده.

د نورو جمعي خواصو غوندې د اسموتیک فشار په محاسبه کې د حل شوې مادې غلظت د مولالیتې پر ځای په مولاریتې سره ور کول کیږي.

بیلګه: د وینې په سرو حجرو کې د حل شویو ذراتو ټول غلظت تقریباً M . دی، او د حجرو غشا نیمه قابل نفوذ ده. که چیرې نو مړې حجرې د وینې د پلازما څخه وتلی او په K په خالصو اوبو کې ئې قرار نیولای، په داخل د حجرو کې ئې د اسموتیک فشار (د اتموسفیر په حساب) څو مره کیده؟

حل: که چیرې د وینې سرې حجرې له بدن څخه وتلای او په اوبو کې ئې قرار نیولای نو اوبه به د حجرو له غشا څخه تیریدې او د حجرو د داخلي فشار د ډیرښت سبب به کیدې. نو د دې فشار مقدار به له

¶ = MRT سره برابر کیده: چې په هغه کې $M = 0.30 \frac{mol}{L}$ ، $R = 0.08206 \frac{L.atm}{K.mol}$ او T = 298K نو:

د داخلي فشار ډیرښت د سرو حجرو د چاودیدو سبب ګرزي.

(مک موري: ۱۳۸۶؛ ۲۹۳-۲۹۲)

د محلولونو د جمعي خواصو د استعمال ځینې موارد

د محلولونو د ځینو د جمعي خواصو څخه هم په لابراتوار او هم په ورځني ژوند کې استفاده کیږي. د بیلګې په توګه: په ژمي کې چلونکي په هغه سرکو چې مالګې د یخ د ویلې کیدو د پاره پرې پاشلې وي خپل نقلیه وسایل چلوي، دا ځکه چې د انجماد د تودوخې د کمښت څخه په استفادې سره دا کار کوي. د نقلیه وسایلو په رادیاتورو کې د یخ ضد ماده او هم د الوتکو د وزرونو پر مخ د یخ ویلې کوونکي محلول پاشي تر څو د اوبو د انجماد تودوخه را ټیټه کړي. همدغه د یخ ضد ماده په رادیاتورو کې په دوبي کې د اوبو د ځوښ مخه هم نیسي.

د جمعي خواصو څخه یو هم د معکوس آسموسس د عملیې پواسطه د خوږو اوبو لاس ته راوړل دي. کله چې تروې اوبه او خالصې اوبه د یوې مناسبې غشا پواسطه سره بیلې شي، د اوبو د مالیکولونو عبور له خالص لوري څخه د محلول په لوري ګړندی وي نسبت معکوس لوري ته. خو د اسموتیک فشار د ډیرښت سره د اوبو د تلو او راتلو چټکتیا په C او د آسموسي فشار په atm کې برابریږي. که چیرې د محلول پر خوا له atm څخه زیات فشار وارد شي، د اوبو معکوس عبور را منځ ته کیږي. په نتیجه کې کیدلای شي د بحر د اوبو څخه خالصې اوبه په لاس راوړو. (مک موری: ۱۳۸۵؛ ۲۹۳-۲۹۲)

د محلولونو غلظت

د محلول په واحد حجم او یا د محلل په في واحد کتله کې د منحلې مادې مقدار ته د محلول غلظت وايي. هغه محلولونه چې د حل شوې مادې غلظت په کښې نسبتاً کم وي رقیق محلولونه او هغه چې غلظت ئې نسبتاً زیات وي د غلیظو محلولونو په نوم یادیږي.

په پورتني تعریف کې منحله ماده په داخل د حجم او یا کتله کې ښودل شوې ده. د تعریف له مخې غلظتونه هم په دوه کتګوری ویشو: هغه غلظتونه چې منحله ماده د حجم جز وي؛ لکه: مولرتي، نارملتي او حجمي فیصدي غلظت. دویم: هغه غلظت چې منحله ماده د محلل د معینې کتلې څخه وروسته علاوه شوې وي؛ لکه: موللتي غلظت او هغه غلظت چې محلول (محلل + منحله ماده) مجموعاً په کتله محاسبه شوې وي؛ لکه: کتلوي فیصدي غلظت. اوس هر یو په ځانګړې توګه په مختصر ډول تشریح کوو: (احسان: ۱۳۹۶؛ ۷۲)

کتلوي فیصدي غلظت: د فیصد مفهوم (په سلو کې) څخه عبارت دی. نو کتلوي فیصدي په دې معنا چې په هر ۱۰۰ګرامه محلول کې د حل شوې مادې ګرامونه ښئ.

$$C\% = \frac{M}{M2}\ x\ 100 = \frac{M}{M+M1} = \frac{\text{د منحلې مادې کتله}}{\text{د منحلې مادې کتله + د محلل کتله}} X100 = \frac{\text{د منحلې مادې کتله}}{\text{د محلول کتله}} X\ 100$$

حجمي فيصدي غلظت:

په سل حجمه محلول کې د منحلې مادې حجمونه ښئ.

$$C\% = \frac{M}{M2}\ x\ 100 = \frac{M}{M+M1} = \frac{\text{د منحلې مادې کتله}}{\text{د منحلې مادې کتله + د محلل کتله}} X100 = \frac{\text{د منحلې مادې کتله}}{\text{د محلول کتله}} X\ 100$$

(ماموند:۱۳۹۲؛ ۱۵۳)

مولي کسر(X):

په محلول کي د هر جز مولی کسر(X) د همغه جز د مولونو شمیر پر ټولو مولونو د محلول ویشل کیږي:

$$\text{مولي کسر}(X) = \frac{\text{د مورد نظر جز د مولونو شمير}}{\text{د محلول د جوړونکو مولونو ټول شمير}}$$

مولاري غلظت«مولرتي» (M): د منحلې مادې د مولو د شمیر نسبت د محلول پر حجم باندې مولاري غلظت بلل کیږي.

یو مول منحله ماده په یوه لیتر محلول کې یو مولر محلول بلل کیږي. د نوموړي محلول یوه قطره هم یو مولر محلول ده. که چیري منحله ماده او محلول دواړه نیم کړو، بیا ئې هم نیم کړو او ادامه ورکړو یا دواړه جزه دوه برابره اویا څو برابره کړو بیاهم یو مولر محلول په لاس راځي. که چیرې دوه موله منحله ماده په یوه لیتر محلول کې حل شوې وي، دوه مولره محلول او که دری موله حل شوې وي دری مولره محلول بلل کیږي. که نیم مول منحله ماده په یوه لیتر محلول کې وي نوموړی محلول نیم مولره دی. (احسان: ۱۳۹۶؛ ۷۱)

د مولاریتي غلظت څخه استفاده دوې ګټې لري: (۱) محاسبات ساده کیږي ځکه چې د کتلې په ځای د مولونو د شمیر څخه استفاده کیږي او (۲) د محلول مقدارونه د کتلې پر ځای د حجم په وسیله اندازه ګیري کیږي، چې په نتیجه کې د محلولونو تیتریشن ډیر آسانه کیږي.

د مولاريتي غلظت څخه استفاده دوه عيبه لري: (۱) په دقيقه توګه غلظت د تودوخې سره اړيکې لري، نو ځکه د محلول حجم د تودوخې په واسطه توپير کوي، او (۲) د محلل دقيق مقدار په ټاکلي حجم کې نه شو ټاکلی، مګر دا چې د محلول کثافت معلوم وي. (رابرت سی: ۱۳۸۶؛ ۲۸۱)

مولالي غلظت (مولالتي): د منحلې مادې د مولونو د مقدار نسبت د محلل پر کتله د مولالي غلظت (مولاليتي) (mol / kgr) څخه عبارت دی. يو مول منحله ماده په ۱۰۰۰ ګرامه محلل کې يو مولل محلول بلل کيږي.

مول بر کتله محلل از روی مولل بايد تعريف کرد در ګرام های محلل، ماده منحل بايد توصيف کرد

$$C_m = \frac{m \cdot mol \cdot 1000g \cdot molal}{M \cdot m1}$$

په دې فورمول کې Cm مولالتي، m د منحلې مادې کتله، m1 د محلل کتله او M د منحلې مادې ماليکولي کتله افاده کوي.

د مولالي غلظت مزيت په دې کې دی چې د تودوخې څخه مستقل دی ځکه کله چې مواد ساړه يا تاوده شي کتله ئې تغيير نه کوي. اما عيب ئې دادی چې د محلول مقدارونه د حجم پرځای بايد د کتلې په حساب اندازه شي او هم د مولالي غلظت څخه پر مولاري غلظت بدلولو د پاره د محلول کثافت هم معلوم وي.

نارملي غلظت يا معادل ګرام غلظت (نارمليتي):

د منحلې مادې د معادل ګرامونو د شمير نسبت د محلول پر حجم باندې نارمليتي بلل کيږي. يو معادل ګرام منحله ماده په يوه ليتر محلول کې يو نارمل محلول بلل کيږي.

مول بر واحد حجم، غلظت مولر است نارمل ګويند، معادل ګرام در واحد حجم ګراست

$$C_N = \frac{m \cdot 1000mL \cdot Narmal}{Eq\ g \quad V}$$

په پورتني فورمول کې C_N معادل ګرام غلظت دی، m د منحلې مادې کتله، Eq g معادل ګرام او V حجم په mL دی.

معادل گرام: مولي کتله پر موثر ولانس د معادل ګرام څخه عبارت ده. $Eqg = \frac{M}{V}$

تقسیم کنید کتله مولی بر ولانس موثر معادل گرام خواهد بود جواب موثر

مول یا کتله مولی مالیکول گرام است مول بر ولانس موثر، معادل گرام است

په تیزابو کې معادل ګرام: د تیزابو مولي کتله د هایدروجن پر ټولو تفکیک شویو ایونو. (د هغې هایدروجنو په شمیر چې په فلز سره تعویض کیدای شي، یا تیزابي هایدروجن. چې د همدغي هایدروجنو شمیر ته د تیزابو موثر ولانس وایی).

موثر ولانس تیزابها، هایدروجن تیزابی جمع نکنید همه هایدروجن های مالیکولی

په هایدروکسایدو کې معادل ګرام: د هایدروکسایدو مولي کتله د ټولو (OH) پر شمیر. د هایدروکسایدو د ګروپونو شمیر ته د القلي« هایدروکسایدو) موثر ولانس وایی.

په مالګو کې معادل ګرام: د مالګو مولي کتله د مالګو پر موثر ولانس (د فلز شمیر ضرب د فلز ولانس).

نکته: ټول هغه مرکبات چې موثر ولانس ئې یو وي، معادل کتله او مول ئې هم سره مساوي وي. نو ځکه ئې مولر او نارمل محلولونه سره مساوي وي.مثلاً: د سودیم کلورايد **۵۸،۵** ګرامه په یو لیتر محلول کې یو مولر او هم یو نارمل محلول دی. ځکه چې موثر ولانس ئې یو دی او معادل ګرامونه او مول ئې هم سره برابر دي.

د عنصر معادل ګرام: د عنصر کتله د عنصر پر ولانس

$$Eqg_{\text{(element)}} = \frac{M(element)}{V}$$

(احسان: ۱۳۹۶؛ ۸۲-۷۵)

پایله

مخلوطونه دوې عمده مشخصې لري: جوړونکې اجزاوې ئې متغیر دي او هر جز د اجزا څخه خپل خواص ساتي. محلولونه متجانس مخلوطونه دی چې د اجزاو تر منځ ئې سرحد نشته یا په بله ژبه یو فازي وي. او منحله ماده د اتوم، ایون او یا مالیکول تر سرحده پورې حل شوې وي ځکه منحله ماده په مسلح سترګو نه ښکاري.

که چیرې د منحله مادې او محلل د مالیکولو تر منځ قواوې مشابه وي نو محلول منځ ته راځي. د جامدو ایوني مرکباتو انحلال په اوبو کې، داسې وي چې ایونونه د اوبو پواسطه د یوه پوښ په شکل د هایدروجني اړیکې پواسطه پوښل کیږي. د عضوي مالیکولونو حلیدل په مختلفو محللو کې په قطبیت او د قطبي او نا قطبي برخو په لوی والي پورې اړه لري. د ضعیفو بین المالیکولي قواوو په علت، د نا قطبي گازونو انحلال په اوبو کې کم دی.

د خالص محلل په مقایسه، محلول په ټاکلې تودوخه کې د بړاس ټیټ فشار، د انجماد ټیټه تودخه، د ځوښ لوړه تودوخه لري. برسیره پر دې هغه محلول چې د نیمه قابل نفوذ غشا پوسیله له محلل څخه جلا شوی وي د آسموس د عملیې سبب کیږي. دې څلورو خاصیتو ته چې د منحله مادې په غلظت پورې اړه لري نه په کیمیاوي ماهیت پورې د جمعي خواصو (کالیگاتیو خواصو) په نوم یادیږي.

جمعي خواص ډیر عملي استعمال لري: د واورې ویلې کیدل د مالگې پواسطه، د سیند د اوبو خوږول د معکوس آسموس پوسیله او هم په طبیعي توگه په ونو کې د شیرې انتقال، د فراري مایعاتو جلا کول او خالص کول د جز په جز تقطیر سره، د مالیکولي کتلې ټاکل د آسموتیک فشار په ټاکلو سره سرته رسي.

اخځلیکونه

۱-رابرت سي فاي، جان مک موري (۱۳۹۰هـ ش). شیمي عمومي. ترجمه یاوري، عیسی و ادیب مهدي. تهران: چاپ اول، جلد دوم. نشر علوم دانشگاهي.

۲-مورتیمر، چارلز: (۱۳۸۹هـ ش)شیمی عمومي. ترجمه یاوري، عیسي. تهران. چاپ سی سوم. جلد دوم، نشرعلوم دانشگاهي، تهران.

۳-سیلبربرگ، مارتین (۱۳۸۹هـ ش) اصول شیمي عمومي. ترجمه میرمحمدصادقی مجید و دیگران. تهران: چاپ دوم، جلد دوم. نوپردازان.

۴- هادي، عبدالعلي و دیگران (۱۳۶۷هـ ش) کیمیای عمومي و غیر عضوي. کابل: جلد دوم. کابل پوهنتون.

۵-احسان(۱۳۹۶: هـ ش) د عمومي او غیر عضوي کیمیا د تطبیقاتو لکچر نوت. د معالجوی او ستوماتولوژي طب پوهنځی. د غالب پوهنتون. هرات. د شکیبایی نشرات.

۶-احسان (۱۳۹۶ هـ ش) د عمومی او غیر عضوی کیمیا لکچرنوت. د معالجوی او ستوماتولوژي طب پوهنځی. د غالب پوهنتون. هرات. دشکیبایی نشرات.

۷-نواب زاده (۱۳۷۱ هـ ش) کیمیای فزیکی. لکچرنوت پوهنځی ساینس. پوهنتون اسلامي افغانستان. پیشاور. نشرات پوهنتون اسلامي.

۸-ماموند، خیرمحمد (۱۳۹۲هـ ش) عمومي کیمیا. خپرندوی، ننگرهار طب پوهنځی. چاپ ځای، افغانستان ټایمز مطبعه، کابل.

۹-ویلکینسون، کاتن: (۱۳۶۵هـ ش) شیمی معدنی پیشرفته. ترجمه شفایی مهدی، و صادقی ناصر. تهران. چاپ اول، جلد سوم. مرکز نشر دانشگاهی.