



بخش ۱ پیش‌دانشگاهی

سینتیک شیمیایی

C h e m i c a l K i n e t i c s



فال‌نامه‌ی کنگوری متولیدین آذر

موفقیت همین نزدیکی‌هاست و شما باید آن را جستجو کنید و به نتیجه برسید. درپه‌هایی از پند سو به زودی برایتان باز می‌شود و در زندگی به چیزهای برتری دست پیدا می‌کنید. شما بسیار منطقی و آرام‌هستید و فوب می‌دانید چه‌طور مشکلات را با گفتگو حل کنید. درس فوآنرن‌های دسته‌جمعی می‌تواند برای شما مفید باشد و متناسب با روح بی‌قرار شماست. از راز و نیاز با فرا غافل نشوید تا با آramش به همه‌ی هدف‌هایتان برسید.

✳ گاهی اوقات به اندازه‌ی یک کمرگرن بی‌فیال می‌شوید با فوڈتان فکر می‌کنید که حسابی درس فوآنره‌ایر و وقت گذاشته‌ایر و مدت‌ها در مدرسه می‌روید و به درس فوآن‌ها بوده‌ایر و یا اگر هم نبوده‌ایر، با فوڈتان می‌گویید، مگر فلانی نبود که با معدل بسیار پایین در کنگور قبول شد! امکان ندارد که من قبول نشوم! با فوڈتان فکر می‌کنید، اگر یک چیز مهال در دنیا وجود داشته باشد، این است که امسال در کنگور پذیرفته نشوید و مجبور باشید یک سال دیگر پشت کنگور بمانید. این رویه واقعاً فوب و مثال‌زدنی است، ولی همیشه جای یک اشتباه را برای فوڈتان نگه دارید و هیچ چیز را قطعی و بدون اشتباه نپنید.

✳ کاش یکی پیدا می‌شد و حداقل توی ماه‌های نزدیک کنگور موبایل شما را توقیف می‌کرد. این‌طوری قطعاً شما تمرکز بیش‌تری فوآهید داشت و بیش‌تر درس می‌فوانید. روزانه حداقل ۲۰ تا sms دریافت می‌کنید و چون فوڈتان را دوستی بامرام و بامعرفت می‌دانید، باید ۳۰ تا sms هم بفرستید. ساعت ۱۲ شب به فوڈتان می‌آید که ای دل غافل، هنوز ۲۰ صفحه هم درس فوآنره‌ایر. درست است که ذهن فلاق شما همیشه به کمک‌تان می‌آید و شما با روش‌های فاص فوڈتان با سرعت بالایی درس می‌فوانید، اما به ریسک آن نمی‌ارزد. همیشه با آramش درس بفوانید تا موفق شوید.

سینتیک شیمیایی

سینتیک شیمیایی، شاخه‌ای از علم شیمی است که به مطالعه‌ی موارد زیر می‌پردازد:

- ۱ شرایط انجام واکنش‌های شیمیایی
- ۲ محاسبه‌ی سرعت انجام واکنش‌های شیمیایی
- ۳ چگونگی انجام واکنش‌های شیمیایی
- ۴ عوامل مؤثر بر سرعت واکنش‌های شیمیایی

ترمودینامیک شیمیایی

ترمودینامیک شیمیایی، شاخه‌ای از علم شیمی است و همان‌طور که در بخش ۲ شیمی ۳ خواندیم، به مطالعه‌ی موارد زیر می‌پردازد:

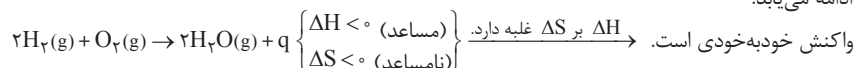
- ۱ تعیین سطح انرژی واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها
- ۲ تعیین تغییر آنتالپی (ΔH)
- ۳ تعیین تغییر آنتروپی (ΔS)
- ۴ تعیین تغییر انرژی آزاد گیبس (ΔG)
- ۵ بررسی خودبه‌خودی بودن ($\Delta G < 0$) یا خودبه‌خودی نبودن ($\Delta G > 0$) واکنش
- ۶ بررسی امکان وقوع واکنش (انجام‌پذیر یا انجام‌ناپذیر بودن واکنش)
- ۷ محاسبه‌ی میزان پیشرفت واکنش (میزان تبدیل واکنش‌دهنده‌ها به فراورده‌ها)

تفاوت سینتیک با ترمودینامیک

در مورد تفاوت این دو شاخه از علم شیمی با توجه به متن کتاب درسی، می‌توان چهار عبارت زیر را نوشت:

- ۱ سینتیک شیمیایی و ترمودینامیک را می‌توان مکمل یک‌دیگر دانست.
- ۲ ترمودینامیک با تعیین ΔG واکنش، امکان وقوع آن را بررسی می‌کند، در حالی‌که سینتیک شیمیایی به بررسی چگونگی و سرعت انجام واکنش می‌پردازد.
- ۳ خودبه‌خودی بودن یک واکنش از دید ترمودینامیک به این معنا نیست که واکنش یادشده از دید سینتیک بایستی با سرعت انجام شود.
- ۴ واکنش‌های بسیاری وجود دارد که ترمودینامیک امکان وقوع آن‌ها را پیش‌بینی می‌کند، اما از دید سینتیک شیمیایی راه مناسبی برای وقوع آن‌ها وجود ندارد. در واقع سرعت بسیار کم، مانع از انجام آن‌ها می‌شود.

مثال در بخش ۲ شیمی ۳ (ترمودینامیک) خواندیم که واکنش سوختن هیدروژن خودبه‌خودی است و پیشرفت بسیار خوبی دارد و تا مرز مصرف شدن کامل حداقل یکی از واکنش‌دهنده‌ها ادامه می‌یابد.



در همین بخش (سینتیک) می‌خوانیم که اگرچه مخلوط هیدروژن - اکسیژن به شدت انفجاری و خطرناک است و واکنش سوختن هیدروژن از لحاظ ترمودینامیکی شرایط مساعدی دارد، ولی شرایط سینتیکی آن بسیار نامساعد است، یعنی سرعت انجام واکنش بسیار کم است و راه مناسبی برای انجام آن وجود ندارد. به‌طوری‌که می‌توان مخلوط هیدروژن و اکسیژن را در دمای اتاق برای مدتی طولانی (شاید هزارها سال!) نگاه داشت، بدون این‌که واکنشی میان این دو گاز رخ دهد. البته می‌توان به کمک کاتالیزگر پلاتین، شرایط سینتیکی واکنش را بهبود بخشید. به‌طوری‌که در حضور پلاتین، در همین دما، واکنش به سرعت انجام شده و آب تشکیل می‌شود.

۵ دانش ترمودینامیک، امکان وقوع واکنش را بررسی می‌کند و نشان می‌دهد که واکنش موردنظر انجام‌پذیر یا انجام‌ناپذیر است. اگر واکنش انجام‌پذیر باشد، دانش سینتیک، چگونگی انجام واکنش را مورد بررسی قرار می‌دهد، یعنی بررسی می‌کند که واکنش موردنظر، سریع یا آهسته انجام می‌شود.

بررسی واکنش

- ← ترمودینامیکی ← امکان وقوع واکنش بررسی می‌شود.
- ← سینتیکی ← چگونگی انجام واکنش بررسی می‌شود.

از لحاظ سینتیکی بررسی نمی‌شوند.

۶ **جمع‌بندی** واکنش‌ها از لحاظ ترمودینامیکی ← انجام‌پذیر یا انجام‌ناپذیر

← از لحاظ سینتیکی ← سریع یا آهسته

کاربردهای سینتیک

زمان انجام واکنش‌ها متفاوت است، به‌طوری‌که گستره‌ای از چندصدم ثانیه تا چند سده را دربرمی‌گیرد. روزانه واکنش‌های شیمیایی بسیاری در اطراف ما و حتی درون بدن ما با سرعت‌های گوناگونی رخ می‌دهند. برخی از این واکنش‌ها مفید و ضروری بوده در حالی‌که برخی دیگر زیان‌بار و ناخواسته‌اند. از این‌رو برخی شیمی‌دان‌ها در پی یافتن راه‌هایی برای کاهش سرعت یا متوقف کردن واکنش‌های ناخواسته و برخی دیگر به دنبال سرعت بخشیدن به واکنش‌هایی هستند که بتوانند فراورده‌هایی گوناگون با صرفه‌ی اقتصادی تولید کنند. آشکار است که این توانایی به دست نخواهد آمد، مگر آن‌که شیمی‌دان‌ها درباره‌ی شرایط و چگونگی انجام واکنش‌های شیمیایی و عوامل مؤثر بر سرعت انجام آن‌ها، آگاهی لازم را داشته باشند. سینتیک شیمیایی شاخه‌ای از شیمی است که این آگاهی‌ها را در اختیار ما می‌گذارد.

مثال امروزه داشتن هوای پاک دغدغه‌ی شمار روزافزونی از مردم و مسئولان شده است. به کمک سینتیک شیمیایی می‌توان سرعت روزافزون تولید آلاینده‌ها را کاهش داد و یا کنترل کرد. برای نمونه، در اوایل قرن ۱۹، لندن به یکی از آلوده‌ترین شهرهای دنیا تبدیل شده بود. به‌گونه‌ای که اغلب روزها هوای کثیف، آلوده و سیاه‌رنگی سطح شهر را می‌پوشاند. این آلودگی سبب مرگ ۱۰۰۰۰ نفر از مردم لندن شد. این واقعه به «دود بزرگ» شهرت یافت و زنگ خطر را به صدا درآورد. از آن پس شیمی‌دان‌ها فعالیت‌های گسترده‌ای برای کاهش آلودگی هوا آغاز کردند. هرچند آلودگی هوا در برخی شهرها کنترل شده است، اما همچنان آلودگی هوا یکی از چالش‌های اساسی انسان امروزی است.

- ۵۰°C ۲۰۰۲ عبارت‌های (ت)، (ث) و (ج) درست هستند. شکل درست عبارت‌های نادرست در زیر آمده است.
 (آ) سینتیک و ترمودینامیک را می‌توان مکمل یک‌دیگر دانست. (ب) ترمودینامیک با تعیین ΔG واکنش، امکان وقوع آن را بررسی می‌کند.
 (پ) سینتیک شیمیایی به بررسی چگونگی و سرعت انجام واکنش می‌پردازد.
 ۰°C ۲۰۰۳ موارد (آ)، (پ)، (ث) و (ج) در دانش ترمودینامیک و موارد (ب) و (ت) در دانش سینتیک مورد بررسی قرار می‌گیرند.
 ۵۰°C ۲۰۰۴ پنهره‌ی زیر را بتوانید تا با مفهوم پیشرفت آشنا شوید.

Kinetic:\part 1>window 2

پیشرفت را با سرعت اشتباه نگیرید!

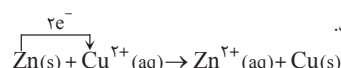


- پیشرفت یک واکنش نشان می‌دهد که چه مقدار از واکنش‌دهنده‌ها می‌توانند به فرآورده‌ها تبدیل شوند.
 - پیشرفت، کمیتی ترمودینامیکی است و امکان وقوع واکنش را نشان می‌دهد.
 - اگر مقدار قابل توجهی از واکنش‌دهنده‌ها به فرآورده‌ها تبدیل شود، پیشرفت واکنش زیاد است. اگر مقدار کمی از واکنش‌دهنده‌ها به فرآورده‌ها تبدیل شود، پیشرفت واکنش کم است.
 - پیشرفت یک واکنش هیچ ارتباطی به سرعت آن ندارد. ممکن است پیشرفت یک واکنش خوب باشد، ولی سرعت انجام آن بسیار کم باشد. در این صورت، واکنش تا مرز کامل شدن پیش می‌رود، ولی رسیدن به این میزان پیشرفت، زمان بسیار زیادی می‌خواهد.
- مثال** بسیاری از کتاب‌های دست‌نویس و چاپی قدیمی در گذر زمان، زرد و پوسیده شده‌اند. این پدیده نشان می‌دهد که واکنش تجزیه‌ی سلولز کاغذ اگرچه پیشرفت خوبی دارد، ولی بسیار کند رخ می‌دهد. همین کتابی که در دست دارید، روزی کاملاً پوسیده می‌شود، ولی انجام این فرایند ممکن است صدها سال به طول انجامد.

۵۰°C ۲۰۰۵ در سمت چپ معادله، ۳ مول و در سمت راست معادله، ۷ مول ماده وجود دارد. از این رو در جریان پیشرفت واکنش، تعداد مولکول‌های موجود در ظرف افزایش می‌یابد ولی بر طبق قانون پایستگی جرم، در جرم کل مواد تغییری ایجاد نمی‌شود.

۵۰°C ۲۰۰۶ **بررسی چهار گزینه:**
 (۱) مربوط به واکنش $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ می‌شود.
 (۲) به مرور زمان با مصرف یون‌های Cu^{2+} از شدت رنگ آبی محلول کاسته می‌شود.
 (۳) در ازای مصرف شدن هر مول $\text{Zn}(\text{s})$ یک مول $\text{Cu}(\text{s})$ تولید می‌شود و روی تیغه می‌نشیند. از آن‌جا که جرم مولی $\text{Cu}(\text{s})$ از $\text{Zn}(\text{s})$ کم‌تر است، به مرور جرم تیغه‌ی جامد کاهش می‌یابد.

(۴) با توجه به معادله‌ی واکنش زیر، این واکنش با انتقال الکترون از اتم‌های روی یون‌های مس (II) انجام می‌شود.



۵۰°C ۲۰۰۷ پنهره رو بازن و از این هوای مطبوع بارانی لذت ببر. فوشبقتانه باران ارث پدر هیچ‌کس نیست. (زنده‌یاد حسین پناهی)

Kinetic:\part 1>window 3

مفهوم سرعت

سرعت واکنش، مقدار پیشرفت واکنش در واحد زمان را نشان می‌دهد. به بیان دیگر، آهنگ مصرف یا تولید یک ماده‌ی شرکت‌کننده در واکنش در گستره‌ی زمانی قابل اندازه‌گیری را سرعت متوسط آن ماده می‌گویند و آن را با \bar{R} نمایش می‌دهند. R حرف اول واژه‌ی Rate به معنای نرخ، آهنگ یا سرعت است.

$$\bar{V} = \frac{\Delta x}{\Delta t} \text{ (m.s}^{-1}\text{)}$$

همان‌طور که می‌بینید، تعریف سرعت در شیمی، شبیه تعریف سرعت در فیزیک می‌باشد.
تعریف سرعت متوسط در فیزیک ← آهنگ جابه‌جایی طی شده در بازه‌ای از زمان.

$$\bar{R} = \frac{\Delta n}{\Delta t} \text{ (mol.s}^{-1}\text{)}$$

تعریف سرعت متوسط در شیمی ← آهنگ مصرف یا تولید یک ماده در بازه‌ای از زمان.
 در ارتباط با سرعت واکنش، عبارت‌های زیر را از متن کتاب درسی به‌خاطر بسپارید:

- سرعت واکنش، کمیتی تجربی است، یعنی با آزمایش در آزمایشگاه قابل محاسبه است.
- سرعت را می‌توان با اندازه‌گیری آهنگ مصرف واکنش‌دهنده‌ها یا با اندازه‌گیری آهنگ تولید فرآورده‌ها تعیین کرد.
- تجربه نشان می‌دهد که اندازه‌گیری و محاسبه‌ی سرعت متوسط مصرف یا تولید مواد شرکت‌کننده در یک واکنش به ویژگی‌های قابل اندازه‌گیری مانند جرم، حجم، فشار و ... بستگی دارد.
- سرعت یک واکنش، با توجه به شرایط لازم برای انجام واکنش به ویژه دما و فشار، تغییر می‌یابد.

۵ سرعت واکنش‌های شیمیایی در شرایط یکسان با هم تفاوت دارد. برخی از آن‌ها تند و برخی کند است. این مطلب نشان می‌دهد، سرعت یک واکنش بیش از آن‌که تابع عوامل محیطی نظیر دما، فشار و ... باشد، تابع فعالیت شیمیایی (واکنش پذیری) واکنش دهنده‌هاست.

۶ زمان لازم برای وقوع کامل واکنش‌های شیمیایی گستره‌ای کم‌تر از چند صدم ثانیه تا چند سده را در برمی‌گیرد.

مثال انفجار یک ماده‌ی منفجرشونده، بسیار سریع، واکنش محلول سدیم کلرید با محلول نقره نیترات، سریع، زنگ زدن اشیای آهنی در هوای مرطوب، به کندی و تجزیه‌ی سلولز کاغذ، بسیار کند رخ می‌دهد.

سرعت واکنش: انفجار ماده‌ی منفجرشونده < $\text{NaCl(aq)} + \text{AgNO}_3\text{(aq)}$ < زنگ زدن اشیای آهنی < تجزیه‌ی سلولز کاغذ

۷ سرعت واکنش، تابع غلظت واکنش دهنده‌ها می‌باشد. بیش‌تر واکنش‌ها در آغاز یعنی هنگامی‌که غلظت واکنش دهنده‌ها زیاد است، سریع هستند، ولی با گذشت زمان و با مصرف واکنش دهنده‌ها سرعت آن‌ها رفته‌رفته کاهش می‌یابد.

بچه‌ها مواظب باشید با گذشت زمان، سرعت مصرف واکنش دهنده‌ها و سرعت تولید فراورده‌ها، هر دو کاهش می‌یابند.

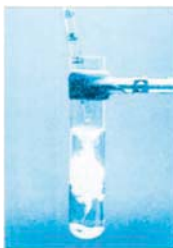
مثال در واکنش فرضی $A(g) \rightarrow B(g)$ با گذشت زمان، $A(g)$ مصرف می‌شود و غلظت آن کاهش می‌یابد. در نتیجه، سرعت واکنش نیز کاهش می‌یابد. وقتی $A(g)$ با سرعت کم‌تری مصرف شود، بدیهی است $B(g)$ نیز با سرعت کم‌تری تولید می‌شود. بنابراین با گذشت زمان، سرعت مصرف $A(g)$ و سرعت تولید $B(g)$ ، هر دو کاهش می‌یابد.

۸ شمار اندکی از واکنش‌های شیمیایی، همواره با سرعت ثابتی پیشرفت می‌کنند و با گذشت زمان، سرعت آن‌ها کاهش نمی‌یابد که به آن‌ها واکنش‌های مرتبه‌ی صفر می‌گویند. با واکنش‌های مرتبه‌ی صفر در ادامه‌ی بخش پیش‌تر آشنا می‌شوید.

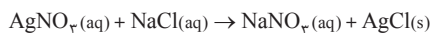
۳۲۰۰۸ °C یک پنجره‌ی مه‌نور!

Kinetic:\part 1\window 4

نمایش برخی واکنش‌های شیمیایی با سرعت‌های گوناگون



افزودن محلول سدیم کلرید به محلول نقره نیترات باعث تشکیل سریع رسوب سفیدرنگ نقره کلرید می‌شود. در سال سوم خواندیم، تشکیل رسوب سفیدرنگ نقره کلرید (AgCl(s)) در این واکنش روشی برای شناسایی یون Ag^+ است.



رسوب سفید



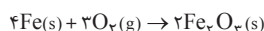
بسیاری از کتاب‌های دست‌نویس و چاپی قدیمی در گذر زمان، زرد و پوسیده شده‌اند. این پدیده نشان می‌دهد که واکنش تجزیه‌ی سلولز کاغذ بسیار کند رخ می‌دهد.



انفجار، یک واکنش شیمیایی بسیار سریع است که در آن از مقدار کمی از یک ماده‌ی منفجرشونده به حالت جامد یا مایع، حجم بسیار زیادی از گازهای داغ تولید می‌شود. در انفجار مواد شیمیایی، انبساط بسیار سریع گازهای آزاد شده، شوک موجی بسیار قوی با فشار بیش از 700000 اتمسفر در سرتاسر محیط پیرامون منتشر کرده که با سرعتی بیش از 9000 m.s^{-1} باعث تخریب فیزیکی بناها می‌شود.



اشیای آهنی در هوای مرطوب به کندی زنگ می‌زنند. زنگار تولیدشده در این واکنش ترد و شکننده است و فرو می‌ریزد. آهن بر اثر زنگ زدن به آهن (III) اکسید تبدیل می‌شود. زنگ‌زدن آهن نوعی واکنش اکسایش است.



۱ ۲۰۰۹ °C آهن بر اثر زنگ زدن به آهن (III) اکسید یا Fe_2O_3 تبدیل می‌شود.

۴ ۲۰۱۰ °C بررسی گزینه‌های نادرست:

(۱) در شیمی ۲ خواننده‌ایم که برخی فلزها مانند فلزهای قلیایی در معرض هوا به سرعت اکسید می‌شوند.

(۲) زرد و پوسیده شدن کاغذ که بر اثر تجزیه‌ی سلولز کاغذ رخ می‌دهد، یک تغییر شیمیایی است.

(۳) تشکیل رسوب سفیدرنگ در اثر مخلوط کردن محلول‌های نقره نیترات و سدیم کلرید روشی برای شناسایی یون Ag^+ است.

50°C ۲۰۱۱ ۳ آنتالپی (ΔH) و آنترپی (ΔS) از متغیرهای ترمودینامیکی واکنش به شمار می‌روند و به کمک آن‌ها فقط می‌توان میزان پیشرفت واکنش را تخمین زد و نمی‌توان در مورد سرعت واکنش اظهار نظر کرد. برای مقایسه‌ی سرعت دو واکنش باید متغیرهای سینتیکی بررسی شوند.

50°C ۲۰۱۲ ۲ پنره‌ی زیر رو باز کن.

Kinetic:\part 1\window 5

غلظت ماده‌ی جامد و مایع خالص

غلظت مولی یک ماده را با قرار دادن فرمول شیمیایی ماده‌ی یادشده در داخل کروشه مشخص می‌کنند. برای مثال، غلظت مولی A را با [A] نشان می‌دهند. حتماً از سال سوم به‌خاطر دارید که غلظت مولی گازها (g) و محلول‌ها (aq) از رابطه‌ی زیر به‌دست می‌آید:

$$\frac{\text{مول حل‌شونده (n)}}{\text{لیتر محلول (V)}} = \text{[محلول آبی] و [گاز]}$$

با استفاده از رابطه‌ی فوق نمی‌توان غلظت مایعات خالص (l) و جامدات (s) را به‌دست آورد. زیرا:

آ) **بررسی مایعات خالص (l):** در مایعات خالص (نظیر آب خالص)، حل‌شونده‌ای وجود ندارد، پس در صورت رابطه‌ی فوق (تعداد مول‌های حل‌شونده) هیچ عددی را نمی‌توان قرار داد.

ب) **بررسی جامدات (s):** زمانی می‌توان به کمک رابطه‌ی فوق، غلظت را محاسبه نمود که ماده‌ی حل‌شونده در حجم محلول (V) پراکنده شود. جامدات نامحلول (نظیر یک قطعه سنگ در آب) در حجم حلال پراکنده نمی‌شوند، پس در مخرج رابطه‌ی فوق (حجم محلول) هیچ عددی را نمی‌توان قرار داد. در واقع اصلاً محلول تشکیل نمی‌شود.

آقا اجازه اگر بامرد نظر در حلال حل بشه، پی؟

جواب در اون صورت که رنگه بامرد (s) نیست، می‌شه محلول (aq). مگه نه؟

وقتی صحبت از بامرد می‌شه، یعنی در حلال، حل نشده و به همون شکل بامرد (s) رسوب کنه.

نکته برای محاسبه‌ی غلظت ماده‌ی جامد (s) و مایع خالص (l)، باید تعداد مول ماده‌ی جامد یا مایع خالص را بر حجم خود ماده تقسیم کرد.

$$\text{رابطه‌ی (*)} \quad \frac{\text{مول ماده (n)}}{\text{حجم ماده (V)}} = \text{[مایع خالص] و [جامد]}$$

با دو رابطه‌ی زیر از سال‌های قبل آشنا هستید.

$$d = \frac{\text{جرم ماده (m)}}{\text{حجم ماده (V)}} \quad \text{چگالی (d)}$$

$$n = \frac{\text{جرم ماده (m)}}{\text{جرم مولی (M)}} \quad \text{تعداد مول (n)}$$

بنابراین می‌توان رابطه‌ی (*) را به‌صورت زیر بازآرایی کرد:

$$[] = \frac{n}{V} \xrightarrow{n = \frac{m}{M}} [] = \frac{m}{M \cdot V} \xrightarrow{d = \frac{m}{V}} [] = \frac{d}{M}$$

بنابراین غلظت یک ماده‌ی جامد یا مایع خالص، از تقسیم چگالی ماده (d) بر جرم مولی آن (M) به‌دست می‌آید.

$$\text{[چگالی]} = \frac{d \text{ (چگالی)}}{M \text{ (جرم مولی)}} \quad \text{[مایع خالص] و [جامد]}$$

در رابطه‌ی فوق، چگالی ماده با یکای $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ و جرم مولی با یکای $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ استفاده می‌شود. در واقع، از تقسیم چگالی ماده (d) بر جرم مولی (M) آن، عددی به‌دست می‌آید که دارای یکای $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ است.

$$\frac{\text{چگالی} \left(\frac{\text{g}}{\text{L}} \right)}{\text{جرم مولی} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} = \text{غلظت مولی} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)$$

نکته در شیمی ۳ خواندیم، چگالی (d) و جرم مولی (M) از کمیت‌های شدتی ماده هستند و با تغییر مقدار ماده تغییر نخواهند کرد. در واقع، چگالی ماده‌ی جامد یا مایع خالص در هر دمای معینی ثابت است. از این‌رو غلظت چنین ماده‌ای بدون توجه به مقدار آن ثابت خواهد بود و تغییر نمی‌کند.

← غلظت مولی تعریف می‌شود.

← تغییر غلظت مولی تعریف نمی‌شود. ← برای جامدات (s) و مایعات خالص (l)

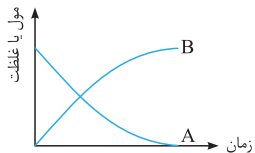
← غلظت مولی همواره ثابت است.

مثال غلظت مولی آب خالص که با نماد $[\text{H}_2\text{O}(l)]$ نمایش داده می‌شود، به‌صورت زیر قابل محاسبه است:

$$\left. \begin{aligned} d &= 1 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1} = 1000 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \\ M &= 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned} \right\} \Rightarrow [\text{H}_2\text{O}(l)] = \frac{d \text{ (چگالی)}}{M \text{ (جرم مولی)}} = \frac{1000 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 55.56 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

عدد به‌دست آمده نشان می‌دهد که هر لیتر آب خالص، شامل ۵۵/۵ مول آب است. بنابراین می‌توان گفت غلظت مولی آب خالص یا $\text{H}_2\text{O}(l)$ برابر $55.56 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ است.

منظور از نمودار پیشرفت واکنش، نموداری است که محور عمودی آن مول یا غلظت و محور افقی آن زمان باشد. بنابراین نمودار «مول - زمان» یا «غلظت - زمان» را نمودار پیشرفت واکنش گویند. در مورد نمودار پیشرفت واکنش نکات زیر را به‌خاطر بسپارید:

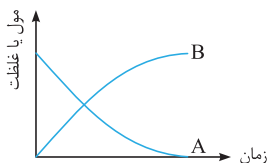


۱ همواره با گذشت زمان، از مقدار واکنش‌دهنده‌ها کاسته و بر مقدار فراورده‌ها افزوده می‌شود. بنابراین، نمودار پیشرفت برای واکنش‌دهنده‌ها همواره نزولی و برای فراورده‌ها همواره صعودی است.

مثال نمودار پیشرفت واکنش $A(g) \rightarrow B(g)$ به‌صورت مقابل است:

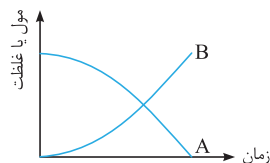
۲ در لحظات ابتدایی واکنش که غلظت واکنش‌دهنده‌ها بیش‌تر می‌باشد، سرعت واکنش و در نتیجه شدت مصرف واکنش‌دهنده‌ها و تولید فراورده‌ها بیش‌تر است. با گذشت زمان که سرعت واکنش کاهش می‌یابد، از این شدت نیز کاسته می‌شود. بنابراین مقدار شیب^(۱) نمودار پیشرفت، چه برای واکنش‌دهنده‌ها و چه برای فراورده‌ها با گذشت زمان کاهش می‌یابد.

مثال به تغییر شیب نمودار پیشرفت واکنش $A(g) \rightarrow B(g)$ در نمودارهای زیر دقت کنید.



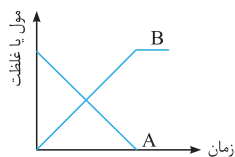
با گذشت زمان مقدار شیب کاهش می‌یابد.

(درست)



با گذشت زمان مقدار شیب افزایش می‌یابد.

(نادرست)

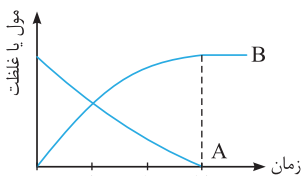


۳ شمار اندکی از واکنش‌های شیمیایی همواره با سرعت ثابتی پیشرفت می‌کنند و با گذشت زمان، سرعت آن‌ها کاهش نمی‌یابد که به آن‌ها واکنش‌های مرتبه‌ی صفر می‌گویند. بنابراین در واکنش‌های مرتبه‌ی صفر، مقدار شیب تغییر مول یا تغییر غلظت گونه‌ها ثابت است و با گذشت زمان تغییر نمی‌کند.

مثال نمودار پیشرفت واکنش مرتبه‌ی صفر $A(g) \rightarrow B(g)$ به‌صورت مقابل است:

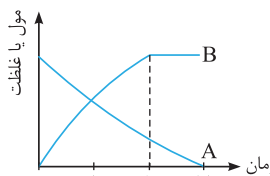
۴ پس از پایان واکنش، غلظت همه‌ی اجزای شرکت‌کننده در واکنش به مقدار ثابتی می‌رسد. نکته‌ی مهم این‌جاست که نمودار تغییر غلظت همه‌ی مواد شرکت‌کننده در واکنش، باید هم‌زمان به مقدار ثابتی برسد و افقی شود.

مثال به لحظه‌ی ثابت شدن غلظت گونه‌ها در نمودار پیشرفت واکنش $A(g) \rightarrow B(g)$ دقت کنید.



نمودار تغییر غلظت A و B هم‌زمان افقی شده است.

(درست)

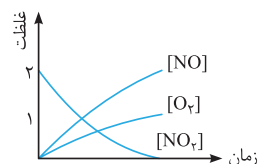


نمودار تغییر غلظت A و B هم‌زمان افقی نشده است.

(نادرست)

۵ تغییر مول یا تغییر غلظت واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها متناسب با ضرایب استوکیومتری آن‌هاست. بدیهی است هرچه ضریب استوکیومتری یک ماده در یک واکنش بزرگ‌تر باشد، تغییر مول یا تغییر غلظت و به‌عبارتی شیب نمودار پیشرفت آن بیش‌تر است.

مثال نمودار پیشرفت واکنش $2NO_2(g) \rightarrow 2NO(g) + O_2(g)$ به‌صورت زیر است. همان‌طور که می‌بینید، شیب نمودار تغییر غلظت گونه‌ها متناسب با ضرایب استوکیومتری آن‌هاست.



علامت منفی در تغییر غلظت واکنش‌دهنده‌ها نشان می‌دهد که واکنش‌دهنده‌ها در حال مصرف شدن هستند.

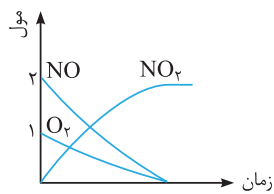
$$\Delta[NO_2] = 0 - 2 = -2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\Delta[NO] = 2 - 0 = +2 \text{ mol.L}^{-1}$$

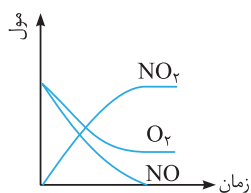
$$\Delta[O_2] = 1 - 0 = +1 \text{ mol.L}^{-1}$$

۶ واکنش کامل، واکنشی است که یک یا چند واکنش‌دهنده به‌طور کامل مصرف شوند و مقدار آن‌ها به صفر برسد.

توجه در صورت عدم وجود واکنش دهنده‌ی اضافی، مقدار همه‌ی واکنش دهنده‌ها به صفر می‌رسد. ولی در صورت وجود واکنش دهنده‌ی اضافی، مقدار محدودکننده به صفر می‌رسد و مقدار واکنش دهنده‌های دیگر (اضافی) به صفر نخواهد رسید.

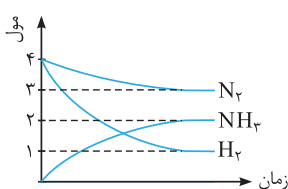


مثال ۱ اگر در واکنش $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ ، مقدار ۲ مول NO را با ۱ مول O_2 (دقیقاً با نسبت‌های استوکیومتری) مخلوط کنیم، هر دو واکنش دهنده به‌طور کامل مصرف می‌شوند و واکنش بدون وجود واکنش دهنده‌ی اضافی به‌طور کامل انجام می‌شود و نمودار تغییر مول گونه‌های شرکت‌کننده به‌صورت مقابل خواهد بود.



مثال ۲ اگر در واکنش $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ ، مقدار ۲ مول NO را با ۲ مول O_2 (برخلاف نسبت‌های استوکیومتری) مخلوط کنیم، مقدار ۱ مول O_2 مصرف می‌شود و ۱ مول آن باقی می‌ماند. در واقع، O_2 واکنش دهنده‌ی اضافی است و مقدار آن به صفر نخواهد رسید و نمودار تغییر مول گونه‌های شرکت‌کننده به‌صورت مقابل خواهد بود.

۷ واکنش ناقص یا تعادلی، واکنشی است که هیچ‌کدام از واکنش دهنده‌ها به‌طور کامل مصرف نمی‌شوند و همواره مقداری از واکنش دهنده‌ها در ظرف واکنش وجود دارد.

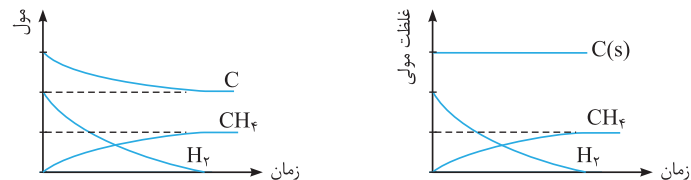


توجه در واکنش‌های ناقص یا تعادلی (\rightleftharpoons) برخلاف واکنش‌های کامل (\rightarrow)، مقدار هیچ‌کدام از واکنش دهنده‌ها به صفر نمی‌رسد.

مثال در واکنش تعادلی: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ ، مقدار ۴ مول N_2 را با ۴ مول H_2 مخلوط کرده‌ایم. همان‌طور که می‌بینید، میزان تغییر مول گونه‌ها متناسب با ضرایب استوکیومتری آن‌هاست و چون واکنش به‌طور کامل انجام نمی‌شود، مقدار هیچ‌کدام از واکنش دهنده‌ها به صفر نمی‌رسد.

۸ در پنجره‌های قبل خواندیم که غلظت یک ماده‌ی جامد (s) یا مایع خالص (l)، از تقسیم چگالی ماده بر جرم مولی آن به‌دست می‌آید و همواره مقدار ثابتی است. بنابراین اگر در معادله‌ی یک واکنش، ماده‌ی جامد (s) یا مایع خالص (l) وجود داشته باشد، با گذشت زمان بدون توجه به این‌که ماده‌ی موردنظر مصرف یا تولید می‌شود و مقدار (جرم و مول) آن چه تغییری می‌کند، غلظت مولی چنین ماده‌ای در طول انجام واکنش ثابت می‌ماند.

مثال معادله‌ی واکنش استاندارد تشکیل متان از عنصرهای سازنده‌اش به‌صورت مقابل است. $\text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g})$ (گرافیت، C) فرض کنید، ۳ مول گرافیت را با ۲ مول هیدروژن وارد واکنش کرده‌ایم. در این شرایط، ۱ مول گرافیت با ۲ مول هیدروژن به‌طور کامل واکنش می‌دهد و ۲ مول گرافیت باقی می‌ماند. نمودار تغییر مول و تغییر غلظت گونه‌ها در واکنش یادشده به‌صورت زیر است:



با گذشت زمان گرافیت مصرف می‌شود و مول آن کاهش می‌یابد.

گرافیت جامد است و با گذشت زمان غلظت مولی آن تغییر نمی‌یابد.

نتیجه مهم نمودار غلظت مولی جامدات (s) و مایعات خالص (l) همواره به‌صورت یک خط راست افقی رسم می‌شود.

۵۰°C ۲۰۱۵ ۱ با توجه به شکل، نمودار تغییر غلظت A نزولی و برای B و C صعودی است. یعنی با گذشت زمان غلظت A کاهش و غلظت B و C افزایش می‌یابد. بنابراین A یک واکنش دهنده و مواد B و C فرآورده هستند و شکل کلی معادله به‌صورت $aA \rightarrow bB + cC$ می‌باشد. ضمناً تغییر غلظت مواد با ضرایب استوکیومتری آن‌ها در معادله‌ی واکنش رابطه‌ی مستقیم دارد. از آن‌جا که تغییر غلظت B دو برابر تغییر غلظت A و C است، از این‌رو گزینه‌ی ۱، گزینه‌ی صحیح می‌باشد.

۵۰°C ۲۰۱۶ ۲ چون واکنش دهنده‌ی اضافی در واکنش وجود ندارد، پس گازهای NO و O_2 دقیقاً بر اساس نسبت‌های استوکیومتری باید مخلوط شوند. یعنی باید در ابتدای واکنش، مقدار گاز NO دو برابر گاز O_2 باشد. ضمناً هر دو واکنش دهنده باید در یک زمان به‌طور کامل مصرف شده و واکنش خاتمه یابد.

۵۰°C ۲۰۱۷ ۳ بررسی گزینه‌های نادرست:

۱) پس از پایان واکنش، غلظت اجزای شرکت‌کننده در واکنش به مقدار ثابتی می‌رسد. در نمودار گزینه‌ی ۱، غلظت واکنش دهنده‌ی B در مدت زمان ۱۰ ثانیه یعنی کوتاه‌تر از زمان انجام واکنش به مقدار ثابتی رسیده است که نادرست می‌باشد. در واقع باید غلظت همه‌ی واکنش دهنده‌ها و فرآورده‌ها هم‌زمان به مقدار ثابتی برسند.

۲) در این نمودار غلظت B به صفر رسیده است. در حالی‌که B واکنش دهنده‌ی اضافی است و به‌طور کامل مصرف نمی‌شود و غلظت آن به صفر نمی‌رسد. ۴) در معادله‌ی واکنش: (فرآورده $A + B \rightarrow$)، ضرایب استوکیومتری A و B برابر است، بنابراین باید میزان کاهش غلظت A و B برابر باشد. در نمودار گزینه‌ی ۴ در مدت زمان ۱۵ ثانیه، ماده‌ی A به اندازه‌ی $3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ولی ماده‌ی B به اندازه‌ی $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ مصرف شده‌اند.

۱۰۰°C ۲۰۱۸ بررسی چهار گزینه:

۱ و ۴) نمودار تغییر غلظت همگی مواد شرکت‌کننده در واکنش، باید هم‌زمان به مقدار ثابتی برسد و افقی شود. این در حالی است که در نمودار گزینه‌ی ۱، غلظت N_2 قبل از تمام شدن H_2 ثابت شده است و در نمودار گزینه‌ی ۴ نیز غلظت واکنش‌دهنده‌ها در زمان‌های مختلف به صفر رسیده است (رد ۱ و ۴).

$$\left. \begin{aligned} N_2: \frac{\text{مول}}{\text{ضریب}} &= \frac{2 \text{ mol } N_2}{1} = 2 \\ H_2: \frac{\text{مول}}{\text{ضریب}} &= \frac{3 \text{ mol } H_2}{3} = 1 \end{aligned} \right\} H_2 \text{ محدودکننده است.}$$

بنابراین مقدار H_2 به صفر می‌رسد و مقدار N_2 که واکنش‌دهنده‌ی اضافی است به صفر نخواهد رسید (رد ۳ و تأیید ۲).

۵۰°C ۲۰۱۹ بررسی چهار گزینه:

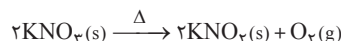
۱) نمودار (۱) تغییر غلظت NO را نشان می‌دهد.

۲) نمودار (۲) تغییر غلظت O_2 را نشان می‌دهد.

۳) شیب نمودار تغییر غلظت NO در مقایسه با O_2 تندتر است.

۴) نمودار (۳) تغییر غلظت NO_2 را نشان می‌دهد و شیب آن از شیب نمودار تغییر غلظت O_2 بیش‌تر است.

۵۰°C ۲۰۲۰ پتاسیم نیترات به صورت زیر تجزیه می‌شود:



KNO_3 واکنش‌دهنده و O_2 فرآورده است. پس باید نمودار تغییر مول KNO_3 نزولی و برای O_2 صعودی باشد.

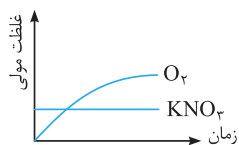
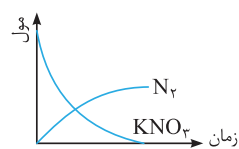
ضمناً ضریب استوکیومتری KNO_3 دو برابر ضریب O_2 است، پس باید تغییر مول KNO_3 نیز دو برابر O_2 باشد.

اگرچه با گذشت زمان KNO_3 مصرف‌شده و مقدار (مول) آن کاهش می‌یابد، ولی باید توجه داشته باشید

که KNO_3 جامد است و غلظت جامدات صرف‌نظر از مقدار (مول) آن‌ها همواره در طی واکنش ثابت می‌باشد. زیرا

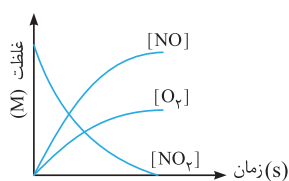
غلظت جامدات از تقسیم چگالی بر جرم مولی آن‌ها حاصل می‌شود که مقادیر ثابتی هستند. از این‌رو نمودار تغییر

غلظت KNO_3 و O_2 به صورت مقابل رسم می‌شود.



۵۰°C ۲۰۲۱ در این نمودار، منحنی «غلظت - زمان» برای دو ماده صعودی و برای یک ماده نزولی است، یعنی دو ماده در حال افزایش غلظت (تولید شدن) و

یک ماده در حال کاهش غلظت (مصرف شدن) است. پس این واکنش دارای دو نوع فرآورده و یک نوع واکنش‌دهنده است (رد گزینه‌ی ۲).



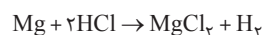
مطابق شکل، تغییر غلظت واکنش‌دهنده با تغییر غلظت یکی از فرآورده‌ها برابر است، پس باید ضریب استوکیومتری

واکنش‌دهنده با یکی از فرآورده‌ها برابر باشد و چون یکی از فرآورده‌ها نصف فرآورده‌ی دیگر تولید شده است، پس ضریب

استوکیومتری یکی از فرآورده‌ها نیز باید نصف فرآورده‌ی دیگر باشد. این شرایط در معادله‌ی واکنش گزینه‌های ۳ و ۴ حاکم

است. ولی باید توجه کنید که در معادله‌ی واکنش گزینه‌ی ۳، ترکیب‌های KNO_3 و KNO_2 در فاز جامد هستند و اگرچه

مقدار آن‌ها در طی واکنش تغییر می‌کند ولی غلظت جامدات همواره ثابت است و تغییر نمی‌کند (رد گزینه‌ی ۳).

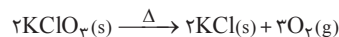


۵۰°C ۲۰۲۲ معادله‌ی موازنه‌شده‌ی واکنش HCl با منیزیم به صورت مقابل است:

زمانی منیزیم یا هر واکنش‌دهنده‌ی دیگر به نصف مقدار اولیه‌اش می‌رسد که نصف فرآورده‌ها (ها) تولید شده باشد. پس زمانی که مقدار منیزیم به نصف

می‌رسد، حجم گاز H_2 تولیدشده نیز نصف مقدار نهایی است و چون حجم نهایی گاز هیدروژن 95 cm^3 است، پس نصف مقدار نهایی 47.5 cm^3 می‌باشد

که زمان متناسب با آن طبق نمودار، ثانیه‌ی ۱۰ خواهد بود.



۱۰۰°C ۲۰۲۳ معادله‌ی واکنش به صورت مقابل است.

ابتدا باید ببینیم، در ازای تولید ۱۵ لیتر گاز O_2 چند مول $KClO_3$ مصرف می‌شود.

$$\frac{\text{مول}}{\text{ضریب}} = \frac{\text{گرم}}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی}} \Rightarrow \frac{x \text{ mol } KClO_3}{2} = \frac{15 \text{ L} \times 0.18 \text{ g/L}}{3 \times 32} \Rightarrow x = 0.25 \text{ mol } KClO_3$$

(مصرف می‌شود)

با توجه به نمودار، مقدار اولیه‌ی $KClO_3$ برابر ۱ mol می‌باشد، با مصرف شدن ۰.۲۵ mol از آن مقدار $KClO_3$ به ۰.۷۵ mol می‌رسد. مطابق نمودار، پس

از ۱۰s مقدار $KClO_3$ به ۰.۷۵ mol خواهد رسید.

۵۰°C ۲۰۲۴ پنجره‌ی مفهومی زیر رو با دقت بفون.

Kinetic: \part 1\window 7

VIP رابطه‌ی سرعت واکنش با زمان

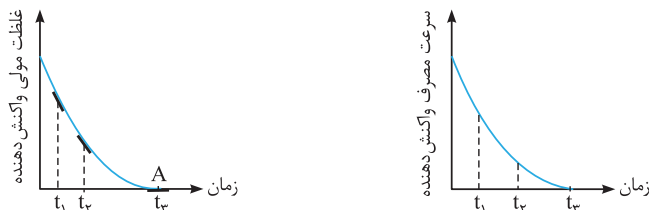
۱ در بیش‌تر واکنش‌ها با گذشت زمان و مصرف واکنش‌دهنده‌ها، سرعت واکنش کاهش می‌یابد. زیرا با کاهش غلظت واکنش‌دهنده‌ها تعداد برخوردها میان آن‌ها کاهش یافته و سرعت واکنش نیز کاهش می‌یابد.

غلظت واکنش‌دهنده‌ها ↓ ⇒ سرعت واکنش ↓

۲ در فیزیک خوانده‌اید که شیب نمودار «جابه‌جایی - زمان» برای یک متحرک، سرعت لحظه‌ای متحرک را بیان می‌کند. در شیمی نیز شیب نمودار «غلظت - زمان» یک گونه، نشان‌دهنده‌ی سرعت لحظه‌ای مصرف یا تولید گونه‌ی موردنظر است.

شیب نمودار غلظت - زمان \downarrow \Leftarrow سرعت واکنش \downarrow

۳ در زیر، نمودار تغییر غلظت واکنش‌دهنده و تغییر سرعت مصرف واکنش‌دهنده با گذشت زمان در واکنش کامل $A(g) \rightarrow B(g)$ نمایش داده شده است.

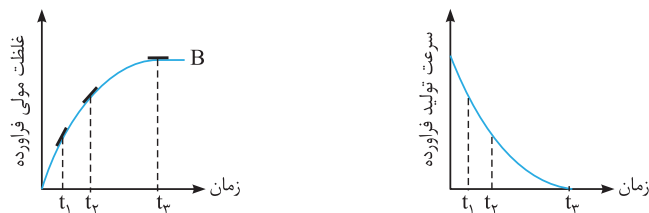


همان‌طور که می‌بینید، با گذشت زمان و با کاهش شیب نمودار^(۱) «غلظت - زمان» واکنش‌دهنده، سرعت مصرف واکنش‌دهنده نیز کاهش می‌یابد. به‌طوری‌که در پایان واکنش (t_3)، با صفر شدن شیب نمودار، سرعت واکنش نیز به صفر می‌رسد و واکنش پایان می‌یابد.

شیب خط مماس بر منحنی در لحظه‌ی: $t_3 < t_2 < t_1$

سرعت مصرف واکنش‌دهنده در لحظه‌ی: $t_3 < t_2 < t_1$

۴ در زیر، نمودار غلظت فراورده و تغییر سرعت تولید فراورده در واکنش کامل $A(g) \rightarrow B(g)$ نمایش داده شده است.



همان‌طور که می‌بینید، با گذشت زمان و با کاهش شیب نمودار «غلظت - زمان» فراورده، سرعت تولید فراورده نیز کاهش می‌یابد. به‌طوری‌که در پایان واکنش (t_3)، با صفر شدن شیب نمودار، سرعت واکنش نیز به صفر می‌رسد و واکنش پایان می‌یابد.

شیب خط مماس بر منحنی در لحظه‌ی: $t_3 < t_2 < t_1$

سرعت تولید فراورده در لحظه‌ی: $t_3 < t_2 < t_1$

توجه مهم نمودار «سرعت - زمان» هم برای واکنش‌دهنده‌ها و هم برای فراورده‌ها نزولی است. در واقع، با کاهش غلظت واکنش‌دهنده‌ها، سرعت واکنش و به‌عبارتی سرعت مصرف واکنش‌دهنده‌ها و سرعت تولید فراورده‌ها هر دو کاهش می‌یابد. بدیهی است وقتی واکنش‌دهنده‌ها با سرعت کم‌تری مصرف شوند، فراورده‌ها نیز با سرعت کم‌تری تولید می‌شوند. بنابراین می‌توان گفت که سرعت مصرف واکنش‌دهنده‌ها و سرعت تولید فراورده‌ها، هر دو تابع غلظت واکنش‌دهنده‌ها می‌باشند.

سرعت مصرف واکنش‌دهنده در لحظه‌ی: $t_3 < t_2 < t_1$ \Leftarrow
 غلظت واکنش‌دهنده در لحظه‌ی: $t_3 < t_2 < t_1$ \Leftarrow سرعت تولید فراورده در لحظه‌ی: $t_3 < t_2 < t_1$

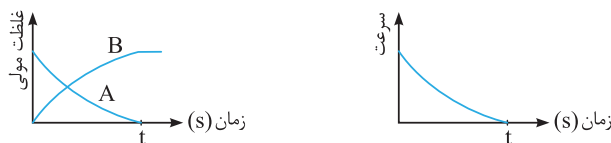
۵ شمار اندکی از واکنش‌های شیمیایی همواره با سرعت ثابتی پیشرفت می‌کنند و برخلاف انتظار با گذشت زمان، سرعت آن‌ها کاهش نمی‌یابد که به آن‌ها واکنش‌های مرتبه‌ی صفر گویند. با واکنش‌های مرتبه‌ی صفر در ادامه‌ی بخش پیش‌تر آشنا می‌شوید.

فرض کنید واکنش $A(g) \rightarrow B(g)$ جزو واکنش‌های مرتبه‌ی صفر باشد. در این صورت نمودارهای «غلظت - زمان» و «سرعت - زمان» برای این واکنش به‌صورت زیر رسم می‌شوند.

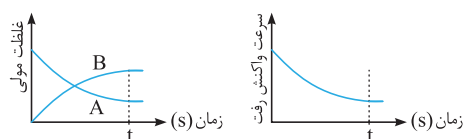


همان‌طور که می‌بینید، شیب نمودار «غلظت - زمان» واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها در واکنش‌های مرتبه‌ی صفر ثابت و از این‌رو واکنش نیز با سرعت ثابتی پیشرفت می‌کند.

۶ بیش تر واکنش‌ها در آغاز یعنی هنگامی که غلظت واکنش‌دهنده‌ها زیاد است، سریع هستند ولی با گذشت زمان و با مصرف واکنش‌دهنده‌ها، تعداد برخوردهای مؤثر بین مواد واکنش‌دهنده کاهش یافته و سرعت آن‌ها رفته‌رفته کاهش می‌یابد. این کاهش ادامه می‌یابد تا این‌که سرعت به صفر برسد، در این هنگام واکنش به‌طور کامل انجام شده است. واکنش کامل واکنشی است که سرعت آن در پایان واکنش به صفر و غلظت یک یا همه‌ی واکنش‌دهنده‌ها نیز به صفر برسد. در زیر، نمودار «غلظت - زمان» و «سرعت - زمان» برای واکنش کامل $A(g) \rightarrow B(g)$ نشان داده شده است. همان‌طور که می‌بینید بعد از گذشت t ثانیه، با پایان یافتن غلظت A ، سرعت واکنش نیز به صفر می‌رسد.

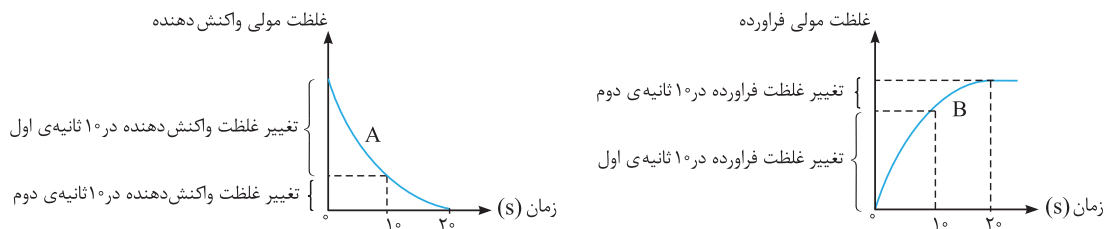


۷ واکنش‌هایی هم وجود دارند که سرعت آن‌ها پس از مدتی نه به صفر بلکه به مقدار ثابتی می‌رسد. این‌گونه واکنش‌ها ناقص یا تعادلی هستند. با واکنش‌های ناقص یا تعادلی در بخش (۲) آشنا می‌شوید. در واکنش ناقص، واکنش‌دهنده‌ها به‌طور کامل مصرف نمی‌شوند و همواره مقداری واکنش‌دهنده



در ظرف واکنش وجود دارد. از این‌رو واکنش متوقف‌نشده و سرعت واکنش به صفر نمی‌رسد.^(۱) در مقابل، نمودار «غلظت - زمان» و «سرعت - زمان» برای واکنش ناقص $A(g) \rightleftharpoons B(g)$ نشان داده شده است. همان‌طور که می‌بینید، بعد از گذشت t ثانیه با ثابت شدن غلظت A ، سرعت واکنش نیز به مقدار ثابتی می‌رسد.^(۲)

۸ در شماره‌ی آخر می‌خواهم شما را از یک دام متداول کنکوری آگاه کنم. همان‌طور که می‌دانید با گذشت زمان، غلظت واکنش‌دهنده‌ها کاهش و غلظت فرآورده‌ها افزایش می‌یابد^(۳)، ولی باید توجه کنید که با گذشت زمان، میزان تغییر غلظت واکنش‌دهنده‌ها و فرآورده‌ها هر دو کاهش می‌یابد. به نمودار تغییر غلظت واکنش‌دهنده‌ی A و فرآورده‌ی B در واکنش $A(g) \rightarrow B(g)$ نگاه کنید.



همان‌طور که می‌بینید، میزان تغییر غلظت واکنش‌دهنده و فرآورده در 10° ثانیه‌ی دوم واکنش از 10° ثانیه‌ی اول واکنش کم‌تر است که ناشی از کاهش سرعت واکنش با گذشت زمان می‌باشد.

نتیجه با گذشت زمان در بازه‌های زمانی یکسان، میزان تغییر غلظت واکنش‌دهنده‌ها و فرآورده‌ها کاهش می‌یابد.

مثال فرض کنید در واکنش $2A(g) \rightarrow B(g)$ میزان تغییر غلظت واکنش‌دهنده و فرآورده در بازه‌های زمانی یکسان ۵ ثانیه‌ای، مطابق داده‌های جدول زیر باشد.

t(s)	۰	۵	۱۰	۱۵	۲۰
[A](mol.L ⁻¹)	۹/۵	۵/۳	۲/۵	۰/۹	۰/۵

$|\Delta[A]|:$ $\frac{4}{2} > \frac{2}{8} > \frac{1}{6} > \frac{0}{4}$

t(s)	۰	۵	۱۰	۱۵	۲۰
[B](mol.L ⁻¹)	۰	۲/۱	۳/۵	۴/۳	۴/۵

$\Delta[B]:$ $\frac{2}{1} > \frac{1}{4} > \frac{0}{8} > \frac{0}{2}$

همان‌طور که می‌بینید، اگرچه با گذشت زمان، غلظت واکنش‌دهنده‌ی A کاهش و غلظت فرآورده‌ی B افزایش می‌یابد، ولی با گذشت زمان، میزان تغییر غلظت واکنش‌دهنده و فرآورده، هر دو رو به کاهش است.

جمع‌بندی با گذشت زمان

- ← غلظت واکنش‌دهنده‌ها کاهش می‌یابد.
- ← غلظت فرآورده‌ها افزایش می‌یابد.
- ← میزان تغییر غلظت واکنش‌دهنده‌ها کاهش می‌یابد.
- ← میزان تغییر غلظت فرآورده‌ها کاهش می‌یابد.

۱- همان‌طور که می‌بینید، در واکنش تعادلی $A(g) \rightleftharpoons B(g)$ نیز در لحظه‌ی t شیب نمودار «غلظت - زمان» برابر صفر شده است، با این‌حال سرعت واکنش در لحظه‌ی t برابر صفر نشده ولی به مقدار ثابتی رسیده است. علت این موضوع را در بخش دوم می‌خوانید.

۲- در این‌جا منظور از سرعت واکنش، در واقع سرعت واکنش رفت ($A \rightarrow B$) می‌باشد. بررسی سرعت واکنش برگشت ($B \rightarrow A$) جزو مباحث بخش دوم کتاب است.

۳- به شرط آن‌که واکنش‌دهنده‌ها و فرآورده‌ها جامد (s) یا مایع خالص (l) نبوده و غلظت آن‌ها ثابت نباشد.

۵۰°C ۱ ۲۰۲۵ با گذشت زمان سرعت واکنش کاهش می‌یابد و نمودار «سرعت - زمان» چه برای واکنش‌دهنده و چه برای فراورده نزولی است. در واقع وقتی واکنش‌دهنده‌ها با سرعت کم‌تری مصرف شوند، فراورده نیز با سرعت کم‌تری تولید خواهد شد (ردگزینه‌های ۳ و ۴). در ضمن گزینه‌ی ۲ نیز مردود است، زیرا واکنش $A \rightarrow B$ کامل است و با پایان یافتن غلظت A، سرعت واکنش نیز به صفر می‌رسد. در پنجره‌ی زیر، نمودارهای «غلظت - زمان» و «سرعت - زمان» برای انواع مختلف واکنش‌ها آورده شده است.

واکنش	نمودار «غلظت - زمان»	نمودار «سرعت - زمان»
کامل یا یک‌طرفه $A(g) \rightarrow B(g)$		
ناقص یا تعادلی $A(g) \rightleftharpoons B(g)$		
مرتبه‌ی صفر $A(g) \rightarrow B(g)$		

۱۰۰°C ۲ ۲۰۲۶ نمودار «غلظت - زمان» ارایه‌شده صعودی است و نشان می‌دهد که با گذشت زمان، غلظت ماده‌ی موردنظر افزایش یافته است. پس حتماً متعلق به فراورده یعنی NO یا CO_۲ می‌باشد (ردگزینه‌های ۲ و ۴). ضمناً همواره با گذشت زمان، سرعت مصرف واکنش‌دهنده‌ها یا تولید فراورده‌ها کاهش می‌یابد. از این‌رو سرعت تولید فراورده‌ی NO یا CO_۲ در فاصله‌ی زمانی A که مربوط به شروع واکنش است، بیش‌تر می‌باشد (ردگزینه‌ی ۱).

۵۰°C ۴ ۲۰۲۷ با گذشت زمان، سرعت واکنش کاهش می‌یابد. بنابراین هرچه زمان، به آغاز واکنش نزدیک‌تر باشد، سرعت واکنش بیشتر است. از این‌رو سرعت واکنش در نقطه‌ی $A > B > D > C = E$ می‌باشد. توجه نمایید که نقاط C و E در یک زمان از واکنش قرار دارند، از این‌رو سرعت واکنش در این دو نقطه کاملاً برابر است.

۱۰۰°C ۳ ۲۰۲۸ سرعت واکنش با گذشت زمان کاهش می‌یابد. پس سرعت واکنش در ۲۰ دقیقه‌ی اول، بیش از ۲۰ دقیقه‌ی دوم واکنش است. از طرفی سرعت واکنش در ۴۰ دقیقه‌ی اول، میانگین سرعت متوسط واکنش در ۲۰ دقیقه‌ی اول و دوم است.

$$R(0-40) = \frac{R(0-20) + R(20-40)}{2}$$

بنابراین، سرعت در ۴۰ دقیقه‌ی اول، از سرعت در ۲۰ دقیقه‌ی اول کم‌تر و از سرعت در ۲۰ دقیقه‌ی دوم بیش‌تر است.

$$R(0-20) > R(0-40) > R(20-40)$$

۵۰°C ۴ ۲۰۲۹ بررسی چهار گزینه:

(۱) با گذشت زمان، واکنش‌دهنده‌ی A مصرف و فراورده‌ی B تولید می‌شود، یعنی از غلظت A کاسته و بر غلظت B افزوده می‌شود. پس تغییر غلظت A همواره عددی منفی و تغییر غلظت B همواره عددی مثبت است.

(۲ و ۳) با گذشت زمان سرعت واکنش کاهش می‌یابد. بدیهی است سرعت متوسط مصرف A و سرعت متوسط تولید B نیز با گذشت زمان کاهش می‌یابند. (۴) از آن‌جا که سرعت متوسط واکنش در دقایق ابتدایی واکنش بیش‌تر است، تغییر غلظت B نیز در دقایق ابتدایی بیش‌تر می‌باشد. در واقع فراورده‌ی B در دقایق ابتدایی با شدت بیش‌تری تولید می‌شود و $y_1 > y_2 > y_3$ است.

۱۰۰°C ۴ ۲۰۳۰ سرعت واکنش با گذشت زمان کاهش می‌یابد. بنابراین با گذشت زمان در بازه‌های زمانی (Δt) یکسان، میزان تغییر مول مواد کاهش می‌یابد.

$$\left. \begin{array}{l} \Delta n = x - 1/7 \text{ در بازه‌ی } 20 \text{ تا } 25 \text{ ثانیه} \\ \Delta n = 10/3 - x \text{ در بازه‌ی } 25 \text{ تا } 30 \text{ ثانیه} \end{array} \right\} \Rightarrow x - 1/7 > 10/3 - x \Rightarrow 2x > 19 \Rightarrow x > 9/5 \text{ (۲ و ۳)}$$

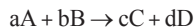
$$\left. \begin{array}{l} \Delta n = 1/7 - 7/4 \text{ در بازه‌ی } 15 \text{ تا } 20 \text{ ثانیه} \\ \Delta n = x - 1/7 \text{ در بازه‌ی } 20 \text{ تا } 25 \text{ ثانیه} \end{array} \right\} \Rightarrow x - 1/7 < 1/7 - 7/4 \Rightarrow x < 10 \text{ (۱ و ۲)}$$

با رد گزینه‌های ۱، ۲ و ۳ فقط گزینه‌ی ۴ می‌تواند پاسخ درست باشد.

Kinetic:\part 1\window 9

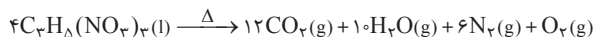
رابطه‌ی سرعت واکنش با ضرایب استوکیومتری

۱ یک مطلب مهم که باید به آن توجه کنید آن است که هر جزء از اجزای یک واکنش برای خود سرعت مستقل و مجزایی دارد. واکنش کلی زیر را در نظر بگیرید:



در واکنش فوق سرعت مصرف شدن A و B و یا سرعت تولید شدن C و D لزوماً با یکدیگر برابر نیست. در واقع اگر ضریب استوکیومتری مواد شرکت‌کننده در واکنش یکسان نباشد، سرعت متوسط آن‌ها متفاوت خواهد بود. به طوری که هرچه ضریب استوکیومتری یک ماده در یک واکنش بزرگ‌تر باشد، سرعت مصرف یا تولید شدن آن نیز بیش‌تر است و هرچه ضریب استوکیومتری یک ماده در یک واکنش کوچک‌تر باشد، سرعت مصرف یا تولید شدن آن کم‌تر است.

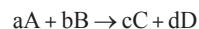
مثال معادله‌ی موازنه‌شده‌ی واکنش تجزیه‌ی نیتروگلیسرین به صورت زیر است:



در واکنش فوق، ضریب استوکیومتری CO₂ بزرگ‌تر از سایر گونه‌ها و ضریب استوکیومتری O₂ کوچک‌تر از سایر گونه‌ها می‌باشد. بنابراین سرعت تولید CO₂ بیش‌تر و سرعت تولید O₂ کم‌تر از سایر گونه‌ها است. به طور کلی میان سرعت تولید یا مصرف گونه‌های شرکت‌کننده در واکنش فوق رابطه‌ی روبرو برقرار است.

$$\overline{RCO_2} > \overline{RH_2O} > \overline{RN_2} > \overline{RC_3H_5(NO_2)_3} > \overline{RO_2}$$

۲ با تقسیم سرعت متوسط تشکیل یا مصرف یک ماده‌ی شرکت‌کننده در واکنش بر ضریب استوکیومتری آن در معادله‌ی موازنه‌شده، سرعت واکنش به دست می‌آید. سرعت واکنش، مقدار پیشرفت واکنش در واحد زمان را نشان می‌دهد. به طور کلی می‌توان رابطه‌ی میان سرعت مواد شرکت‌کننده در واکنش مقابل را چنین نوشت:



$$R_{\text{واکنش}} = \frac{\overline{R}_A}{a} = \frac{\overline{R}_B}{b} = \frac{\overline{R}_C}{c} = \frac{\overline{R}_D}{d}$$

مثال در معادله‌ی واکنش تجزیه‌ی نیتروگلیسرین، میان سرعت واکنش و سرعت متوسط تولید یا مصرف گونه‌های شرکت‌کننده در واکنش، رابطه‌ی روبرو برقرار است.

$$R_{\text{واکنش}} = \frac{\overline{RC_3H_5(NO_2)_3}}{4} = \frac{\overline{RCO_2}}{12} = \frac{\overline{RH_2O}}{10} = \frac{\overline{RN_2}}{6} = \frac{\overline{RO_2}}{1}$$

۳ سرعت واکنش برابر با سرعت تولید یا مصرف گونه‌ای است که ضریب استوکیومتری آن در معادله‌ی موازنه‌شده برابر یک باشد.

مثال در معادله‌ی موازنه‌شده واکنش تجزیه‌ی نیتروگلیسرین، سرعت متوسط تولید گاز اکسیژن با سرعت واکنش برابر است.

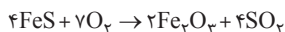
$$R_{\text{واکنش}} = \frac{\overline{RO_2}}{O_2 \text{ ضریب}} = \frac{\overline{RO_2}}{1} \Rightarrow R_{\text{واکنش}} = \overline{RO_2}$$

۴ نسبت سرعت تولید یا مصرف گونه‌های شرکت‌کننده در واکنش، متناسب با نسبت ضرایب استوکیومتری آن‌ها است. برای واکنش فرضی aA → bB می‌توان نوشت:

$$\frac{\overline{R}_A}{\overline{R}_B} = \frac{a}{b}$$

مثال در واکنش تجزیه‌ی نیتروگلیسرین، سرعت تولید CO₂، سه برابر سرعت مصرف نیتروگلیسرین و دو برابر سرعت تولید نیتروژن است.

$$\frac{\overline{RCO_2}}{\overline{RC_3H_5(NO_2)_3}} = \frac{12}{4} = 3 \qquad \frac{\overline{RCO_2}}{\overline{RN_2}} = \frac{12}{6} = 2$$



۲ ۲۰۳۳ ۵۰°C معادله‌ی موازنه‌شده‌ی واکنش به صورت مقابل است:

ضریب استوکیومتری SO₂ از Fe₂O₃ بزرگ‌تر است. بنابراین سرعت متوسط تشکیل SO₂ از Fe₂O₃ بیش‌تر است.

اشتباه احتمالی اگر گزینه‌ی ۳ را انتخاب کرده‌اید، در یک دام ساده گرفتار شده‌اید. هرچند O₂ دارای بزرگ‌ترین ضریب استوکیومتری است، اما در این واکنش، O₂ تشکیل نمی‌شود، بلکه مصرف می‌شود.



۲ ۲۰۳۴ ۵۰°C معادله‌ی واکنش تجزیه‌ی دی‌نیتروژن پنتوکسید به صورت مقابل است.

$$\frac{\overline{RN_2O_5}}{N_2O_5 \text{ ضریب}} = \frac{\overline{RNO_2}}{NO_2 \text{ ضریب}} = \frac{\overline{RO_2}}{O_2 \text{ ضریب}} \Rightarrow \frac{\overline{RN_2O_5}}{2} = \frac{\overline{RNO_2}}{4} = \frac{\overline{RO_2}}{1} \times 10^{-4}$$

$$\Rightarrow \overline{RN_2O_5} = 1 \times 10^{-3} \text{ mol.s}^{-1}, \overline{RNO_2} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.s}^{-1}$$

$$R_{\text{واکنش}} = \frac{\overline{RNO}}{NO \text{ ضریب}} = \frac{1/6 \times 10^{-4}}{2} = 8 \times 10^{-5} \text{ mol.s}^{-1}$$

$$\overline{RB_{Fe}} = \frac{1}{2} \overline{RNO} = \frac{1}{2} \times 1/6 \times 10^{-4} = 8 \times 10^{-5} \text{ mol.s}^{-1}$$

۴ ۲۰۳۶ ۵۰°C

$$\text{سرعت کلی واکنش} = \frac{\bar{R}_C}{C \text{ ضریب}} = \frac{1}{4} = 0.25 \text{ mol.s}^{-1}$$

$$\bar{R}_D = \frac{3}{4} \bar{R}_C = \frac{3}{4} \times 1 = 0.75 \text{ mol.s}^{-1}, \bar{R}_A = \bar{R}_C = 1 \text{ mol.s}^{-1}, \bar{R}_B = \frac{1}{4} \bar{R}_C = 0.25 \text{ mol.s}^{-1}$$

۴ ۲۰۳۷ ۵۰°C در معادله‌ی واکنش: $aA + bB \rightarrow cC + dD$ میان سرعت مصرف واکنش دهنده‌ها و تولید فرآورده‌ها و ضرایب استوکیومتری آن‌ها

رابطه‌ی: $\frac{\bar{R}_A}{a} = \frac{\bar{R}_B}{b} = \frac{\bar{R}_C}{c} = \frac{\bar{R}_D}{d}$ برقرار است. از این رو ابتدا طرفین رابطه‌ی ارائه شده در صورت تست را بر عدد ۶ تقسیم می‌کنیم تا ضرایب

استوکیومتری A، B و C مشخص شوند.

$$(3\bar{R}_A = 2\bar{R}_B = \bar{R}_C) \times \frac{1}{6} \Rightarrow \frac{\bar{R}_A}{2} = \frac{\bar{R}_B}{3} = \frac{\bar{R}_C}{6}$$

رابطه‌ی اخیر نشان می‌دهد که در معادله‌ی واکنش باید ضرایب استوکیومتری A، B و C به ترتیب برابر ۲، ۳ و ۶ باشد. تنها واکنشی که این ضرایب در آن رعایت شده است، واکنش گزینه‌ی ۴ است.

۴ ۲۰۳۸ ۵۰°C با اعمال ضریب ۸ برای H_2O تعداد هیدروژن و اکسیژن معادله، موازنه می‌شود.

$$\frac{\bar{R}_{H_2PO_4}}{\bar{R}_{H_2O}} = \frac{H_2PO_4 \text{ ضریب}}{H_2O \text{ ضریب}} = \frac{12}{8} = 1.5 \text{ برابر}$$

۱ ۲۰۳۹ ۵۰°C این نمودارها مربوط به تغییر غلظت مواد، ضمن پیشرفت در واکنش $2SO_2(g) \rightarrow 2SO_3(g) + O_2(g)$ می‌باشند. نمودار «غلظت - زمان» برای

واکنش دهنده‌ها نزولی و برای فرآورده‌ها صعودی است. از این رو نمودار A متعلق به واکنش دهنده (SO_2) و نمودارهای B و C متعلق به فرآورده‌ها هستند. ضمناً سرعت واکنش از نظر مصرف A دو برابر سرعت آن از نظر تولید B است. زیرا در مدت زمان مشابه، تغییر غلظت A دو برابر تغییر غلظت B می‌باشد.

۴ ۲۰۴۰ ۵۰°C ضریب استوکیومتری B کوچک‌تر از A است. پس سرعت متوسط تولید B کم‌تر از مصرف A می‌باشد. در ضمن با گذشت زمان، سرعت

واکنش کاهش می‌یابد، پس سرعت تولید B در ۲۰ دقیقه‌ی اول، کم‌تر از ۱۰ دقیقه‌ی اول واکنش است.

۱ ۲۰۴۱ ۵۰°C معادله‌ی واکنش به صورت مقابل است:

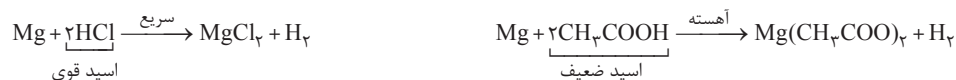


$$R \text{ واکنش} = \frac{\bar{R}_{NO_2}}{NO_2 \text{ ضریب}} = \frac{2 \times 10^{-3}}{4} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol.s}^{-1}$$

سرعت واکنش برابر با سرعت تولید یا مصرف گونه‌ای است که ضریب استوکیومتری آن در معادله‌ی موازنه شده برابر یک باشد. بنابراین سرعت متوسط تولید اکسیژن با سرعت واکنش برابر است.

۴ ۲۰۴۲ ۱۰۰°C بررسی چهار گزینه:

۱ و ۲) استیک اسید یک اسید ضعیف و هیدروکلریک اسید یک اسید قوی است.^(۱) بدیهی است سرعت واکنش منیزیم با اسید قوی بیش‌تر و زمان انجام واکنش کم‌تر است.



۳) ضریب استوکیومتری استیک اسید دو برابر ضریب استوکیومتری منیزیم است. پس سرعت مصرف استیک اسید نیز دو برابر سرعت مصرف منیزیم می‌باشد.

۴) معادله‌های فوق به خوبی نشان می‌دهند که در هر دو واکنش، یک مول گاز هیدروژن تولید می‌شود. در واقع اگرچه سرعت تشکیل گاز هیدروژن در این دو واکنش متفاوت است، ولی چنانچه هر دو واکنش به طور کامل پیشرفت نمایند، حجم گاز هیدروژن نهایی در هر دو واکنش برابر است.

۴ ۲۰۴۳ ۵۰°C معادله‌ی واکنش مورد نظر به صورت مقابل است:



بررسی چهار گزینه:

۱) با خروج گاز CO_2 از ظرف واکنش، از جرم مخلوط واکنش کاسته می‌شود.

۲) $3 =$ مجموع ضرایب مولی فرآورده‌ها = مجموع ضرایب مولی واکنش دهنده‌ها

۳) ضریب استوکیومتری همه‌ی فرآورده‌ها برابر یک می‌باشد. بنابراین سرعت متوسط تولید هر کدام از فرآورده‌ها با سرعت واکنش برابر است.

۴) سرعت متوسط مصرف $CaCO_3$ ، نصف واکنش دهنده‌ی دیگر یعنی HCl است.

۴ ۲۰۴۴ ۵۰°C پنبه‌ی زیر رو کلیک کن.

Kinetic:\part 1\window 10

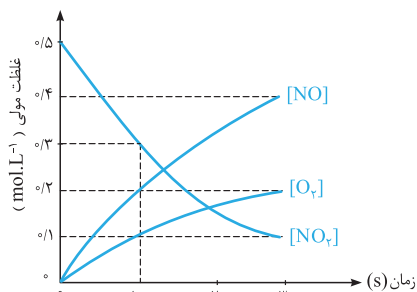
ضرایب استوکیومتری چه مولاری را نشان می‌دهند؟

۱) در نمودارهای پیشرفت (مول - زمان) یا (غلظت - زمان)، قدرمطلق یا مقدار شیب منحنی تولید یا مصرف مواد موجود در واکنش متناسب با ضرایب استوکیومتری آن‌هاست.

۲) سرعت متوسط تولید یا مصرف مواد موجود در واکنش متناسب با ضرایب استوکیومتری آن‌هاست.

۳) میزان تغییر مول یا میزان تغییر غلظت مولی مواد موجود در واکنش متناسب با ضرایب استوکیومتری آن‌هاست.

۴ فقط در مورد فرآورده‌های واکنش (به شرط آن‌که در آغاز، فرآورده‌ای در ظرف نباشد) در هر لحظه از زمان، غلظت مولی فرآورده‌ها متناسب با ضرایب استوکیومتری آن‌هاست.



مثال مقدار ۵ مول گاز NO_2 را در محفظه‌ی ۱۰ لیتری گرما می‌دهیم تا مطابق واکنش: $2\text{NO}_2(\text{g}) \xrightarrow{\Delta} 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ تجزیه شود.

$$\text{غلظت اولیه‌ی } \text{NO}_2 = \frac{\Delta \text{mol}}{V} = \frac{5}{10} \text{mol.L}^{-1}$$

نمودار تغییر غلظت مولی گونه‌های شرکت‌کننده در واکنش به صورت مقابل رسم می‌شود.

۱ قدرمطلق یا مقدار شیب منحنی تولید یا مصرف مواد موجود در واکنش متناسب با ضرایب استوکیومتری آن‌هاست. از این رو مقدار شیب نمودار مصرف NO_2 ، برابر مقدار شیب نمودار تولید NO و دو برابر شیب نمودار تولید O_2 است.

۲ سرعت متوسط مصرف یا تولید مواد موجود در واکنش متناسب با ضرایب استوکیومتری آن‌هاست. از این رو سرعت متوسط مصرف NO_2 برابر سرعت متوسط تولید NO و دو برابر سرعت متوسط تولید O_2 است.

$$\bar{R}_{\text{NO}_2} = \bar{R}_{\text{NO}} = 2\bar{R}_{\text{O}_2}$$

۳ مقدار تغییر غلظت مولی مواد ($\Delta[X]$) موجود در واکنش متناسب با ضرایب استوکیومتری آن‌هاست. از این رو مقدار تغییر غلظت مولی NO_2 برابر NO و دو برابر تغییر غلظت مولی O_2 است.

$$\left\{ \begin{array}{l} \left| \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta[\text{NO}]} \right| = \left| \frac{0.1 - 0.5}{0.4 - 0} \right| = \frac{0.4}{0.4} = 1 \\ \frac{\text{ضریب استوکیومتری } \text{NO}_2}{\text{ضریب استوکیومتری } \text{NO}} = \frac{2}{2} = 1 \end{array} \right\} \Rightarrow \left| \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta[\text{NO}]} \right| = \frac{\text{ضریب } \text{NO}_2}{\text{ضریب } \text{NO}} = 1$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \left| \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta[\text{O}_2]} \right| = \left| \frac{0.1 - 0.5}{0.2 - 0} \right| = \frac{0.4}{0.2} = 2 \\ \frac{\text{ضریب استوکیومتری } \text{NO}_2}{\text{ضریب استوکیومتری } \text{O}_2} = \frac{2}{1} = 2 \end{array} \right\} \Rightarrow \left| \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta[\text{O}_2]} \right| = \frac{\text{ضریب } \text{NO}_2}{\text{ضریب } \text{O}_2} = 2$$

۴ اگرچه مقدار تغییر غلظت مولی NO_2 با NO برابر می‌باشد، ولی نمی‌توان گفت که در هر لحظه، غلظت مولی NO و NO_2 برابر است. برای مثال مطابق نمودار، گاز NO_2 با غلظت 0.5mol.L^{-1} شروع به تجزیه شدن می‌کند و تا ثانیه‌ی ۳۰ مقدار 0.4mol.L^{-1} از این گاز تجزیه می‌شود و غلظت NO_2 به 0.1mol.L^{-1} می‌رسد. در همین مدت زمان، غلظت گاز NO به 0.4mol.L^{-1} رسیده است. پس، اگرچه مقدار تغییر غلظت NO_2 و NO برابر است ($\Delta[\text{NO}_2] = \Delta[\text{NO}]$)، ولی غلظت مولی آن‌ها برابر نیست ($0.1 \neq 0.4$).

توجه فقط در مورد فرآورده‌های واکنش، به شرط آن‌که در آغاز، فرآورده‌ای در ظرف نباشد، چون غلظت همه‌ی آن‌ها در لحظه‌ی صفر، برابر صفر می‌باشد، می‌توان گفت غلظت مولی فرآورده‌ها متناسب با ضرایب استوکیومتری آن‌هاست. برای مثال، در مورد فرآورده‌های واکنش $2\text{NO}_2 \rightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$ همان‌طور که در نمودار مشاهده می‌کنید، در همه‌ی لحظات غلظت NO دو برابر غلظت O_2 می‌باشد.

$$t = 10 \text{ s} \left\{ \begin{array}{l} [\text{O}_2] = 0.1 \text{mol.L}^{-1} \\ [\text{NO}] = 0.2 \text{mol.L}^{-1} \end{array} \right\} \Rightarrow [\text{NO}] = 2[\text{O}_2] \quad t = 30 \text{ s} \left\{ \begin{array}{l} [\text{O}_2] = 0.2 \text{mol.L}^{-1} \\ [\text{NO}] = 0.4 \text{mol.L}^{-1} \end{array} \right\} \Rightarrow [\text{NO}] = 2[\text{O}_2]$$

تغییر مول گونه‌ها متناسب با ضرایب استوکیومتری آن‌هاست. بنابراین، کافی است تغییر مول A و B را به دست آوریم. 50°C ۱ ۲۰۴۵

$$\left. \begin{array}{l} \Delta n_A = 0.75 - 1 = -0.25 \text{ mol} \\ \Delta n_B = 1.5 - 2 = -0.5 \text{ mol} \end{array} \right\} \frac{x}{y} = \frac{\Delta n_A}{\Delta n_B} = \frac{-0.25}{-0.5} = \frac{1}{2}$$

ضریب استوکیومتری SO_2 ، دو برابر ضریب استوکیومتری O_2 می‌باشد. بنابراین در یک بازه‌ی زمانی معین، تغییر غلظت SO_2 باید دو برابر تغییر غلظت O_2 باشد. 100°C ۳ ۲۰۴۶

$$t_2 \text{ تا } t_1 : \Delta[\text{SO}_2] = 2\Delta[\text{O}_2] \Rightarrow (0.25 - 0.4) = 2(x - 0.4) \Rightarrow x = 0.325$$

$$t_3 \text{ تا } t_1 : \Delta[\text{SO}_2] = 2\Delta[\text{O}_2] \Rightarrow (0.2 - 0.4) = 2(y - 0.4) \Rightarrow y = 0.3$$

تغییر غلظت مولی مواد موجود در واکنش متناسب با ضرایب استوکیومتری آن‌هاست. از این رو ابتدا تغییر غلظت مولی A، B و C را در یک دقیقه‌ی نخست واکنش به دست می‌آوریم. 100°C ۲ ۲۰۴۷

$$\Delta[A] = 0.98 - 2 = -1.02 \text{ M}$$

$$\Delta[B] = 0.34 - 0 = +0.34 \text{ M}$$

$$\Delta[C] = 0.51 - 0 = +0.51 \text{ M}$$