

۱. (تعادل های شیمیایی)

۲. انواع واکنش : در یک دسته بندی می توان واکنش های شیمیایی را به سه دسته ی برگشت ناپذیر و برگشت پذیر و تعادلی تقسیم بندی کرد

۳. واکنش های برگشت ناپذیر (یک طرفه یا کامل) :

به واکنش هایی که نمی توانند در جهت برگشت پیش روند واکنش های برگشت ناپذیر می گویند. این واکنش ها تا مرز مصرف شدن کامل یکی از واکنش دهنده ها به طور یک طرفه پیش می روند. واکنش های برگشت ناپذیر را با نماد \rightarrow نمایش می دهند. مثل واکنش سوختن متان. (آنتالپی و آنتروپی هم راستا و مناسب باشند).

« واکنش های سوختن یا واکنش هایی که در جهت رفت ، هر دو عامل انرژی و آنتروپی ، مناسب و هم سو باشند یک طرفه و برگشت ناپذیر می باشند . »

۴. مثال : واکنش نوار منیزیم با هیدروکلریک اسید یک طرفه یا برگشت پذیر است ؟

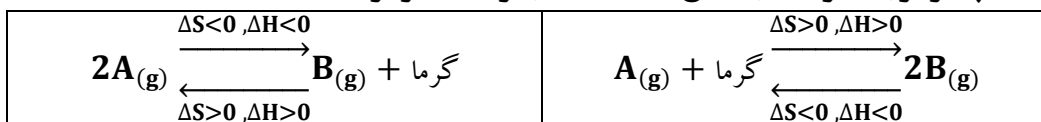
$$\left. \begin{array}{l} \text{یک طرفه - برگشت ناپذیر - 1} \\ \text{دو طرفه - برگشت پذیر - 2} \end{array} \right\} \text{انواع واکنش ها}$$

۵. واکنش های برگشت پذیر (دو طرفه یا ناقص) :

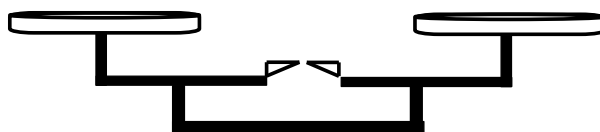
در این واکنش ها در شرایط مناسب ، فرآورده ها نیز می توانند با یکدیگر واکنش داده و مجددا مواد واکنش دهنده را پدید آورند. واکنش های برگشت پذیر را با نماد \rightleftharpoons نمایش می دهند. مثل انجماد آب. (آنتالپی و آنتروپی هم راستا و مناسب نباشند).

نکته : معمولا در واکنش های برگشت پذیر ، گرما سمت مول های گازی کمتر است .

در یک واکنش برگشت پذیر لزوما سرعت واکنش های رفت و برگشت برابر نیست .



آنتالپی مناسب \rightleftharpoons آنتروپی مناسب



۶. مثال : واکنش تبدیل گاز بی رنگ دی نیتروژن ترا اکسید به گاز قهوه ای رنگ نیتروژن دی اکسید ، در یک ظرف آب و یخ ، کم رنگ شده در ظرف آب گرم ، قهوه ای پررنگ می شد. این واکنش یک طرفه یا برگشت پذیر است ؟ گرما کدام سمت قرار می گیرد ؟

یادداشت :

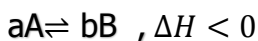
تعادل :

واکنش برگشت پذیری که

- ۱- در یک سامانه بسته انجام شود .
- ۲- سرعت رفت و برگشت برابر باشد .
- ۳- مقدار همه ی مواد ، ثابت بماند .

تغییر آنتالپی گزارش شده در تعادل ،

مربوط به واکنش رفت است :

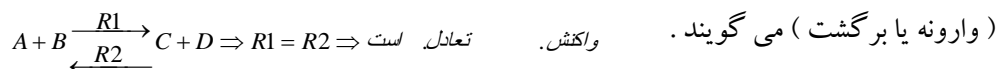


واکنش رفت گرماده است .

ترمودینامیک با K میزان پیشرفت و با Q جهت پیشرفت واکنش را بررسی می کند ولی سینتیک با ساز و کار واکنش ، مسیر پیشرفت واکنش را بررسی می کند .

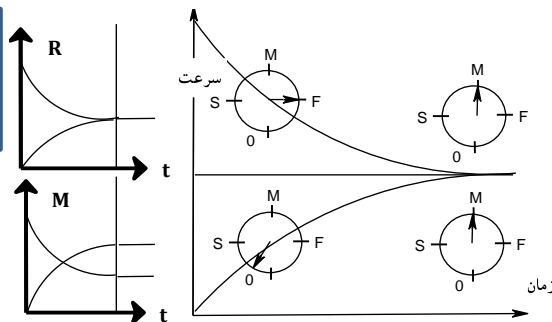
۷. **واکنشهای تعادلی:** اگر در یک واکنش برگشت پذیر در شرایط مناسب (ظرف بسته) سرعت واکنش های رفت و برگشت برابر شود به آن واکنش تعادلی گویند. واکنش تعادلی را با نماد \rightleftharpoons یا \rightleftharpoons نمایش می دهند.

۸. در واکنش تعادلی $A+B \rightleftharpoons C+D$ به واکنش $A+B \rightarrow C+D$ واکنش مستقیم (رفت) و به واکنش $C+D \rightarrow A+B$ معکوس



در هنگام تعادل این شرط که غلظت همه ی مواد شرکت کننده باید یکسان باشد در میان نیست بلکه فقط سرعت واکنش های رفت و برگشت یکسان است

واکنش برگشت پذیر { تغییر حالات فیزیکی : فیزیکی
از دست دادن آب تبلور نمک آبدار : شیمیایی }



۹. واکنش های برگشت پذیر می توان فیزیکی یا شیمیایی باشد (همانند واکنش های یک طرفه فیزیکی و شیمیایی)

۱۰. **واکنش برگشت پذیر شیمیایی ، همانند از دست دادن آب تبلور نمک آبدار :**

نمک متبلور کبالت (۱۱) کلرید ۶ آبه (صورتی) با حرارت دیدن ، می تواند همه یا تعدادی از مولکول های آب خود را از دست دهد . در صورتی که تمام مولکول های آب خود را از دست دهد آبی رنگ می شود (خشک و بی آب می شود) .



که اگر بروی نمک خشک آن ، کمی آب اضافه کنیم دوباره صورتی رنگ میشود: $COCl_2(s) + 6H_2O(l) \rightarrow COCl_2 \cdot 6H_2O(s)$

۱۱. نمک متبلور کبالت (۱۱) کلرید را می توان به صورت: « $Co(H_2O)_6^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)$ » نیز نوشت .

۱۲. **مثال:** از دست دادن آب تبلور مس (۱۱) سولفات نیز همین گونه است . واکنش های آن دانه سسد .

تعبیر آب یا انحلال : فیزیکی
تهیه SO_3 : شیمیایی

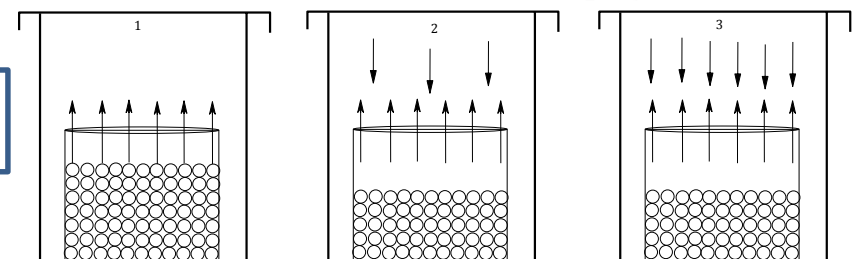
۱۳. **واکنش تعادلی فیزیکی ، انحلال نمک در آب**

مراحل تدریجی حل شدن یک جامد در مایع تارسیدن به یک تعادل فیزیکی :

ابتدا مقداری ماده ی جامد در مایع قرار دارد (شروع حل شدن) سپس برخی ذرات ماده ی جامد از بلور جدا شده وارد محلول می شوند و البته پدیده ی عکس نیز روی می دهد . یعنی برخی از ذرات حل شده دوباره به حالت جامد برمی گردند و متبلور می شوند اما سرعت حل شدن بیش از سرعت متبلور شدن است تا بالاخره با افزوده شدن تعداد ذره های حل شده و سیر شدن محلول سرعت جداسازی ذرات از بلور جامد و ورود آنها در محلول با سرعت برگشت ذرات از محلول به سمت ماده ی جامد و ته نشین شدن آنها برابر می شود .

یادداشت :

۱۴. مثال : تعادل فیزیکی: $H_2O(l) \rightleftharpoons H_2O(g)$

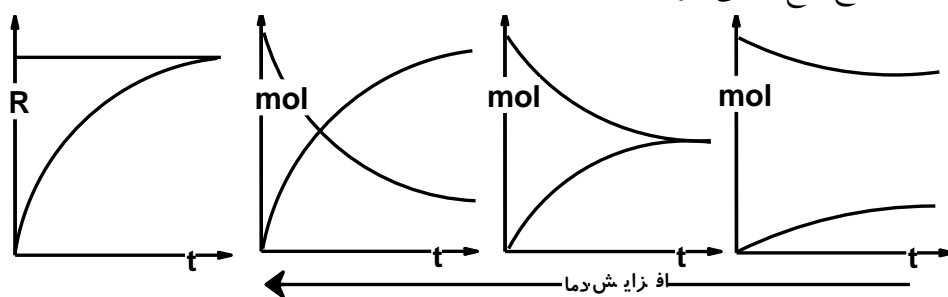


در یک سامانه ی باز ، تنها عمل تبخیر وجود دارد .

در ظرف یک تنها تبخیر انجام می شود . این شکل مربوط به ابتدای عمل تبخیر است . اما با افزایش تراکم بخار در ظرف به تدریج بر میزان احتمال برخورد مولکولهای بخار با سطح مایع و انجام واکنش برگشت (میعان) نیز افزوده می شود در (ظرف دوم) . اما سرعت میعان آهسته تر از سرعت تبخیر است . سرانجام وضعیت ویژه ای می رسد به طوری که فشار بخار مایع مقدار ثابتی می شود (ظرف سوم) . ثابت ماندن فشار بخار مایع به معنای توقف تبخیر و میعان نیست بلکه سرعت تبخیر با سرعت میعان برابر می شود . در این حالت می گوئیم که میان بخار و مایع آن تعادل برقرار شده است .

۱۵. سرعت میعان برابر سرعت تبخیر است یعنی : تعداد مولکولهایی که از مایع در زمان معین خارج می شوند با تعداد مولکولهایی که در همان زمان به سطح مایع باز می گردند یکسان باشد .

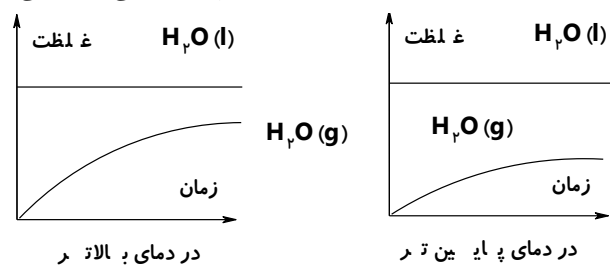
سرعت تبخیر ثابت است .
سرعت میعان افزایش یافته ،
با سرعت تبخیر برابر می شود .



۱۶. سرعت تبخیر فقط تابع سطح و غلظت مایع است و به فشار بالای سطح مایع بستگی ندارد (بر خلاف نقطه جوش)

نکته : در طول فرآیند تبخیر ، غلظت آب ثابت می ماند ولی غلظت بخار آب ، افزایش یافته به مقدار ثابت کمتر از آب !!! می رسد .

- عوامل موثر بر تبخیر سطحی :**
- ۱- نوع ماده (جاذبه بین ذرات)
 - ۲- غلظت
 - ۳- سطح
 - ۴- دما



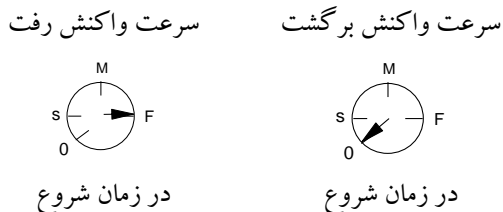
یادداشت :

۱۷. بررسی تعادل با زمان سنج ها :

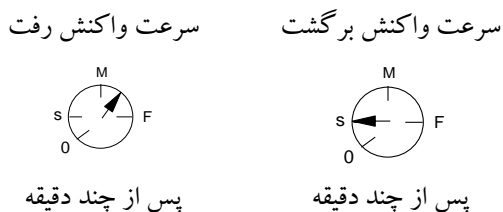
برای بررسی سرعت در تعادل از سرعت سنج استفاده می کنیم .

حرف S مخفف Slow به معنای آهسته و حرف M مخفف Mean به معنای متوسط و حرف F مخفف Fast به معنای سریع است

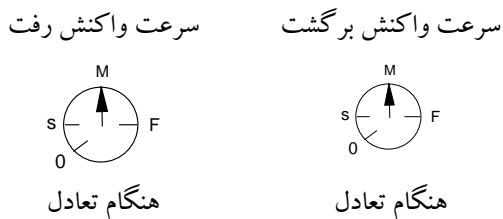
در شروع واکنش غلظت واکنش دهنده ها زیاد و غلظت فرآورده ها صفر است پس سرعت رفت حداکثر و سرعت برگشت صفر است :



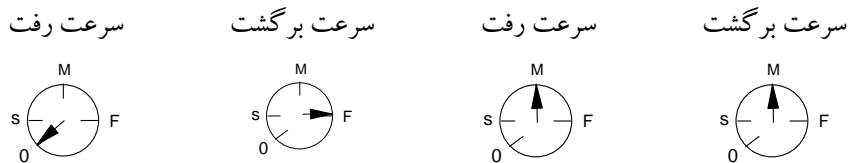
با گذشت زمان به طور مرتب تعدادی از مولکول های واکنش دهنده با هم واکنش می دهند که این موجب کاهش تدریجی غلظت واکنش دهند ها و کاهش تدریجی سرعت واکنش رفت و افزایش تدریجی غلظت فرآورده ها و افزایش تدریجی سرعت واکنش برگشت می شود .



سرانجام زمانی فرا می رسد که سرعت واکنش رفت با سرعت واکنش برگشت برابر می شود در این حالت می گویند که در سامانه تعادل برقرار شده است .



اگر در واکنشی تنها فرآورده ها موجود باشند (یا در کنار فرآورده ها ، واکنش دهنده ها به طور کامل نباشند) در ابتدای واکنش تنها فرآورده ها می توانند واکنش دهنده ها را تولید کنند پس سرعت واکنش برگشت حداکثر و سرعت واکنش رفت صفر است تا با گذشت زمان به تعادل برسند .



در هنگام تعادل . . . در هنگام تعادل . . . زمان صفر . . . زمان صفر . . . زمان صفر . . . زمان صفر . . .

یادداشت :

به طور کلی سرعت سنج ها در ۳ حالت بررسی می شوند :

- ۱- همه ی واکنش دهنده ها یا همه ی واکنش دهنده ها به همراه تعدادی از فرآورده ها , وارد ظرف شوند .
- ۲- همه ی فرآورده ها یا همه ی فرآورده ها به همراه تعدادی از واکنش دهنده ها وارد ظرف شوند .
- ۳- همه ی مواد شامل واکنش دهنده ها و فرآورده ها وارد ظرف شوند .

۱۸. اگر مقدار ۴ مول SO_2 و ۲ مول O_2 وارد یک محفظه شوند تا تعادل $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$ ایجاد شود زمان سنج های زیر را کامل کنید .

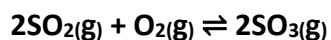
۱۹. اگر مقدار ۴ مول SO_3 وارد یک محفظه شوند تا تعادل $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$ ایجاد شود زمان سنج های زیر را کامل کنید .

۲۰. اگر مقدار ۴ مول SO_2 و ۶ مول SO_3 وارد یک محفظه شوند تا تعادل $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$ ایجاد شود زمان سنج های زیر را کامل کنید .

	سوال ۲۳		سوال ۲۲		سوال ۲۱	
	سرعت رفت	سرعت برگشت	سرعت رفت	سرعت برگشت	سرعت رفت	سرعت برگشت
ابتدا						
پس از مدتی						
تعادل						

۲۱. مقدار ۱۰ گرم کلسیم کربنات را در یک ظرف در بسته ی یک لیتری قرار می دهیم تا تعادل زیر برقرار شود . کدام شکل های بالا از سرعت سنج ها لحظه ی آغاز و لحظه ی تعادل را به درستی نمایش می دهند ؟ $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$

واکنش :



با کاتالیزگر $Pt(s)$ یا $V_2O_5(s)$ ؛ کاتالیز شده ناهمگن بوده
مرحله ی مهمی در فرایند مجاورت است .
فرایند مهمی در تهیه سولفوریک اسید

واکنش : $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$

گرماده با $K=810$ (بزرگ) بوده از نظر ترمودینامیکی مساعد است

در واکنش : $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$ اگر مقدار اولیه ی O_2 برابر ۱ مول
و مقدار پایانی آن ۰٫۱ باشد ، بازده درصدی واکنش ۹۰٪ است .

سولفوریک اسید اولین بار توسط جابرین حیان از تقطیر زاج سبز ($FeSO_4 \cdot 7H_2O(s)$) تهیه شد .

یادداشت :

۲۲. **پویایی تعادل**: در حالت تعادل هر دو واکنش رفت و برگشت هم زمان و با سرعت یکسان انجام می گیرند در نتیجه در مقیاس ظاهری و ماکروسکوپی (قابل مشاهده با چشم) از قبیل رنگ و غلظت واکنش دهنده ها و فرآورده ها و حجم مواد و فشار، تغییری مشاهده نمی شود. از این رو چنین به نظر می رسد که واکنش متوقف شده است. اما چنین نیست و هم چنان واکنش های رفت و برگشت در حال انجام شدن هستند. و در سطح مولکولی و میکروسکوپی همواره تبدیل مواد به یکدیگر صورت می گیرد از این رو تعادل پویا (دینامیک) است.

تعادل پویا است: مواد در حالت تعادل، به هم تبدیل می شوند

اما خواص قابل مشاهده مثل رنگ و حجم و جرم و فشار آنها ثابت میماند.

۲۳. **قانون تعادل های شیمیایی یا ثابت تعادل K , K_{eq} یا K و K'**

هر گاه یک واکنش برگشت پذیر در یک دمای معین به تعادل برسد نسبت حاصل ضرب غلظت فرآورده ها به توان ضرایب شان، به حاصل ضرب غلظت واکنش دهند ها به توان ضرایب شان، همواره مقدار ثابتی خواهد بود. طبق این قانون برای واکنش کلی $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ عبارت ثابت تعادل به صورت $K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ نوشته می شود. که K ثابت تعادل در دمای ثابت است.

۲۴. **یکای ثابت تعادل**

۲۵. **یکای ثابت تعادل برای همه ی واکنشها یکسان نیست.** از آن جایی که عبارت ثابت تعادل نسبت حاصل ضرب غلظت فرآورده ها به حاصل ضرب غلظت واکنش دهنده ها را نشان می دهد پس از نوشتن معادله ی موازنه شده ی واکنش مورد نظر با توجه به این که یکای غلظت مولی $\frac{mol}{L}$ می باشد و با توجه به ضرایب استوکیومتری مواد موجود در واکنش می توان یکای ثابت تعادل را به دست آورد.

۲۶. طبق این قانون برای واکنش کلی $aA + bB \rightarrow cC + dD$ عبارت ثابت تعادل به صورت $K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ نوشته می شود. پس یکای

$$K = \left(\frac{mol}{L}\right)^{c+d-a-b}$$

ثابت تعادل برابر است با:

ثابت تعادل می تواند بدون واحد

یا دارای واحدهای متنوعی باشد.

۲۷. **نکته:** غلظت یک ماده ی جامد S یا مایع L خاص از تقسیم چگالی بر جرم مولی به دست می آید. بنابراین موقع نوشتن عبارت ثابت تعادل از نوشتن غلظت مواد جامد و مایع خاص صرف نظر می کنیم و تنها گازها g و محلولهای آبی aq و محلولهای غیر آبی sol را محسوب می نماییم.

حضور همه ی مواد حتی جامدات خالص و مایعات خالص برای برقراری تعادل الزامی است. (**K به غلظت اولیه مواد بستگی ندارد**)

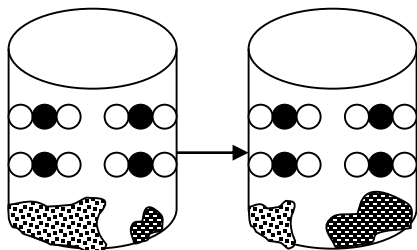
مواد جامد خالص (S) و مایع خالص (L) را در رابطه ی تعادل نمی نویسیم زیرا مقدر آنها در محاسبه ی K حساب شده است.

یادداشت:

۲۸. تعادل های همگن و ناهمگن

۲۹. **تعادل شیمیایی همگن**: در تعادل همگن همه ی مواد شرکت کننده در تعادل (واکنش دهنده ها و فرآورده ها) در یک فاز هستند به فاز کاتالیزگر کاری نداریم . $(H_2O(L)) \rightleftharpoons (aq)$ $(aq) \rightleftharpoons (aq)$ $(g) \rightleftharpoons (g)$

۳۰. **تعادل شیمیایی ناهمگن**: در تعادل ناهمگن مواد شرکت کننده در تعادل (واکنش دهنده ها و فرآورده ها) در فازهای متفاوتی قرار دارند (به فاز کاتالیزگر کاری نداریم)



۳۱. **نکته**: در مورد تجزیه ی سنگ آهک در دمای $25^{\circ}C$: (سامانه بسته است) .

الف - یک تعادل شیمیایی سه فازی است که از نظر ترمودینامیکی نامساعد است

ب - مقدار $K = 7.8 \times 10^{-25} M$ بوده بسیار کوچک محسوب می شود .

ج - در دمای یکسان فشار تعادلی CO_2 در هر دو ظرف یکسان است .

د - حضور CaO و $CaCO_3$ برای برقراری تعادل الزامی ست . فشار تعادلی گاز در هر دو ظرف یکسان است حتی با تغییر حجم

ه- با دو برابر شدن حجم ظرف ، تعداد مول های CO_2 دو برابر شده تا غلظت آن ثابت بماند .

و- مقدار CO_2 در تعادل با $CaCO_3$ و CaO بسیار ناچیز ست میتوان گفت سنگ آهک در دمای $25^{\circ}C$ تجزیه نمی شود .

ز- غلظت تعادلی CO_2 به مقدار CaO , $CaCO_3$ بستگی ندارد .

ح- همانند اکثر واکنش های تجزیه ، گرماگیر است پس در دمای $25^{\circ}C$ ؛ آنتالپی نامساعد بر آنتروپی مساعد غلبه کرده که K آن کوچک است .

ط- قسمت عمده سنگ آهک را $CaCO_3(s)$ تشکیل داده ، **سنگ آهک** را $CaCO_3$ **ناخالص** و **سنگ مرمر** را $CaCO_3$ تقریباً **خالص** تشکیل

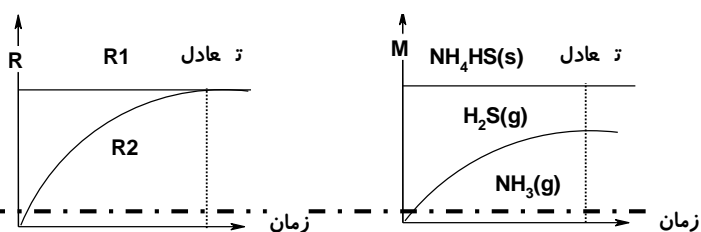
می دهد . ی- مجسمه حضرت داوود - ساخته میکلائل - از مرمر است .

ک- در صنعت از گرما دادن کلسیم کربنات در دمای $827^{\circ}C$ ، کلسیم اکسید (آهک) بدست می آید . $K = 10^{-2} M$

۳۲. **نکته**: در تعادل $NH_4HS(s) \rightleftharpoons NH_3(g) + H_2S(g)$ ؛ سرعت واکنش رفت تابع غلظت $NH_4HS(s)$ می باشد و چون غلظت ماده جامد

ثابت است سرعت رفت نیز در طی واکنش ثابت است . غلظت مولکول های گازی فرآورده افزایش یافته تا به عدد ثابتی برسند ولی هرگز به

تراکم و غلظت ماده ی جامد نمی رسد .



در واکنش تعادلی ،
واکنش دهنده ها ، تمام نمی شوند .

یادداشت :

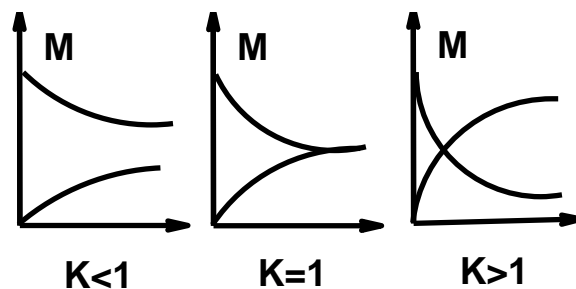
۳۳. بازده در واکنش های تعادلی

K فقط برای پیش بینی میزان پیشرفت واکنش مناسب است و نه سرعت آن. ممکن است مقدار K برای یک واکنش تعادلی معین بسیار بزرگ باشد ولی سرعت واکنش کم باشد در این صورت پیشرفت واکنش خوب است ولی رسیدن به آن مقدار پیشرفت، زمان بسیار زیادی می خواهد. ۳۴. بنابراین برای این که **بازده ی واکنشی زیاد باشد** و یا به عبارتی واکنش در زمان معقول به محصول قابل ملاحظه ای دست یابد دو شرط زیر لازم است: ۱- ثابت تعادل K بزرگ باشد و یا به عبارتی پیشرفت واکنش زیاد باشد ۲- سرعت واکنش هم زیاد باشد. اگر مقدار عددی ثابت تعادل K بزرگ باشد واکنش از نظر ترمودینامیکی شرایط مساعدی دارد اما اگر در دمای خاصی به تعادل نرسد سرعت آن کم بوده واکنش به طور سینتیکی کنترل می شود.

$$100 \times \frac{\text{مقدار مصرف شده ی یک واکنش دهنده}}{\text{مقدار اولیه ی همان واکنش دهنده}} = \text{بازده ی درصدی یا درصد پیشرفت واکنش}$$

۳۵. تفسیر ثابت تعادل K

با توجه به مقدار عددی ثابت تعادل در یک دمای مشخص و ثابت میتوان به مقدار پیشرفت آن واکنش در آن دما پی برد K فقط برای پیش بینی میزان پیشرفت واکنش مناسب است و نه سرعت آن. ممکن است مقدار K برای یک واکنش تعادلی معین بسیار بزرگ باشد ولی سرعت واکنش کم باشد. در این صورت پیشرفت واکنش خوب است اما رسیدن به آن مقدار پیشرفت زمان بسیار زیادی می خواهد. اگر K را به صورت نماد علمی $10^{\dots} \times a$ بنویسیم توان ۱۰ میتواند مبنای میزان پیشرفت واکنش باشد. ۳۶. اگر واکنش تعادلی به صورت $A(g) \rightleftharpoons B(g)$ باشد سه حالت تصور می شود:



۳۷. با توجه به مقدار عددی K چهار حالت مختلف را می توان برای واکنش های تعادلی در نظر گرفت: $aA(g) \rightleftharpoons bB(g)$

$$k = a \times 10^x \quad k = a \times 10^{xy} \quad k = a \times 10^{-x} \quad k = a \times 10^{-xy}$$

یادداشت:

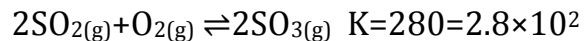
دقت کنید:

برای تشخیص اینکه تعادل در سمت چپ یا راست است فقط مقدار عددی K مهم است نه مقایسه غلظت واکنش دهنده ها و فرآورده ها !!!

۱. اگر مقدار عددی K بزرگ باشد: $(K > 1, A(g) \rightleftharpoons B(g))$ ($K = 10^{+x}, aA(g) \rightleftharpoons bB(g)$)

اگر عدد یک رقمی مثبت $K = 10$ باشد در این صورت K عددی بزرگ محسوب می شود و واکنش رفت پیشرفت خوبی دارد و غلظت فرآورده ها از مواد واکنش دهنده بیشتر است. $A(g) \rightleftharpoons B(g)$

در این حالت می گوئیم: تعادل در سمت راست یا سمت فرآورده ها قرار دارد. $aA(g) \rightleftharpoons bB(g)$

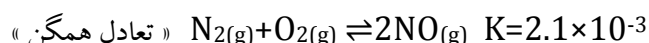


۲. اگر مقدار عددی K کوچک باشد: $(K < 1)$ ($K = 10^{-x}$)

اگر عدد یک رقمی منفی $K = 10$ باشد در این صورت K عددی کوچک محسوب می شود و واکنش رفت پیشرفت خوبی ندارد و غلظت

فرآورده ها از مواد واکنش دهنده کم تر است در این حالت می گوئیم:

تعادل در سمت چپ یا سمت واکنش دهنده ها قرار دارد.



« تعادل همگن »

در واکنش: $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$

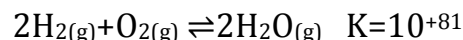
اگر مقدار اولیه O_2 برابر ۱ مول و مقدار مصرفی آن

۰,۰۲ باشد, بازده درصدی واکنش ۲٪ است.

نکته: واکنش شرایط ترمودینامیکی مساعدی ندارد. مقدار $\Delta H > 0, \Delta S \approx 0$ بوده پیشرفت خوبی ندارد.

۳. اگر مقدار عددی K بسیار بزرگ باشد: $(K = 10^{+xy})$

اگر عدد دو رقمی مثبت $K = 10$ باشد در این صورت K عددی بسیار بزرگ محسوب می شود و واکنش تا کامل شدن یا مرز کامل شدن پیش می رود و پس از برقراری تعادل مقدار بسیار ناچیزی از آن ها باقی می ماند. در این صورت چون واکنش دهنده ها به طور کامل به فرآورده ها تبدیل می شوند با بهره گیری از اصول استوکیومتری می توان محاسبه های کمی را برای واکنش یاد شده انجام داد.



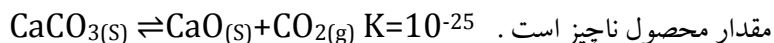
نکته: این واکنش در دمای $25^\circ C$ هرگز به تعادل نمی رسد. زیرا انرژی فعال سازی آن زیاد و سرعت کم است.

از نظر ترمودینامیکی مساعد ولی از نظر سینتیکی کنترل می شود.

عامل آنتالپی مساعد بر عامل نامساعد آنتروپی غلبه کرده که K خیلی بزرگ شده و پیشرفت بسیار خوب است.

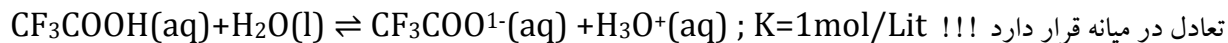
۴. اگر مقدار عددی K بسیار کوچک باشد: $(K = 10^{-xy})$

اگر عدد دو رقمی منفی $K = 10$ باشد در این صورت K عددی بسیار کوچک محسوب می شود و واکنش رفت تقریباً انجام نمی شود و



مقدار محصول ناچیز است.

۵. اگر مقدار $K = 1$ باشد می توان گفت که پیشرفت واکنش های رفت و برگشت تقریباً برابر است.



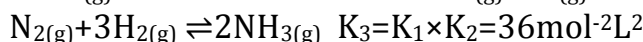
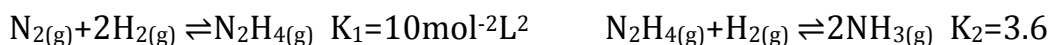
یادداشت:

۳۸. نکته : روابط K (ثابت تعادل)

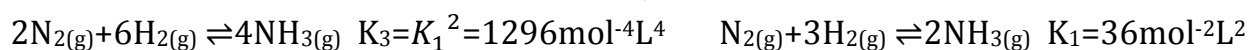
۱. ثابت تعادل واکنش برگشت K' عکس ثابت تعادل واکنش رفت K است : $K' = \frac{1}{K}$



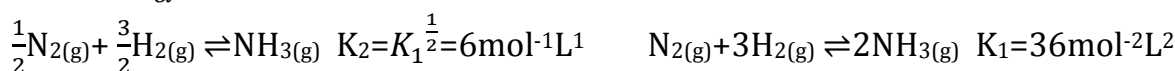
اگر یک واکنش تعادلی معین از حاصل جمع دو واکنش تعادلی دیگر به دست آید ثابت تعادل آن K'' برابر حاصل ضرب ثابت تعادل آن دو واکنش است . $K'' = K' \times K$



اگر طرفین یک واکنش تعادلی معین را در ضریب ثابت α ضرب نماییم پس ثابت تعادل آن به توان α می رسد.



اگر طرفین یک واکنش تعادلی معین را بر ضریب ثابت α تقسیم نماییم ثابت تعادل آن به ریشه α و یا به توان $\frac{1}{\alpha}$ می رسد

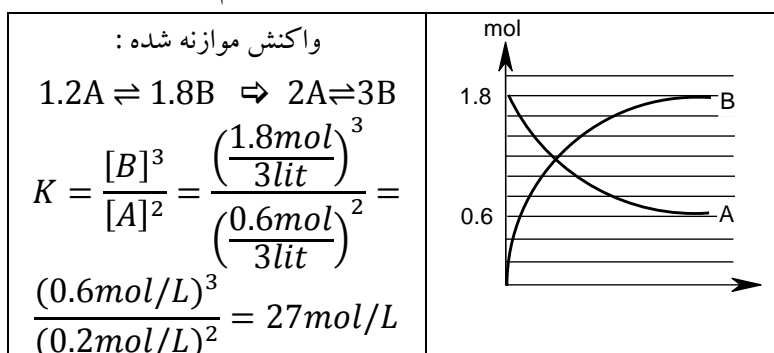


۳۹. محاسبه ی ثابت تعادل K در مسایل

با بهره گیری از استوکیومتری واکنش می توان غلظت های تعادلی مواد شرکت کننده در یک واکنش را از روی مقدار یکی از مواد واکنش به دست آورد .

۴۰. تنها غلظت های تعادلی در رابطه ی ثابت تعادل قرار می گیرند .

مثال ساده : اگر نمودارهای زیر ، بیانگر واکنشی در حجم ۳ لیتری باشند ، ثابت تعادل آن را محاسبه کنید .



یادداشت :

۴۱. معمولاً سه نوع غلظت برای واکنش دهنده ها تعریف می شود :

۱. غلظت اولیه (غلظت در آغاز واکنش یا زمان صفر) .

۲. تغییر غلظت (غلظت مصرفی) .

۳. غلظت تعادلی (پس از تعادل یا باقی مانده) .

معمولاً سه نوع غلظت برای فرآورده ها تعریف می شود :

۱. غلظت اولیه (غلظت در آغاز واکنش یا زمان صفر) که برابر صفر است .

۲. تغییر غلظت (غلظت تولیدی) .

۳. غلظت تعادلی (پس از تعادل یا تولیدی) که برابر تغییر غلظت فرآورده هاست . زیرا در آغاز واکنش فرآورده ای در واکنش

نبوده است .

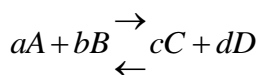
روابط ساده ی زیر بین غلظت ها وجود دارد :

غلظت اولیه - غلظت تعادلی = تغییر غلظت تغییر غلظت + غلظت اولیه = غلظت تعادلی

ضرایب استوکیومتری واکنش فقط میان تغییر غلظت واکنش دهنده ها و فرآورده ها برقرار است .

تغییر غلظت فرآورده ها = d مول تولید ماده ی D و C مول تولید ماده ی C

تغییر غلظت واکنش دهند ها = a مول مصرف ماده ی A و b مول مصرف ماده ی B

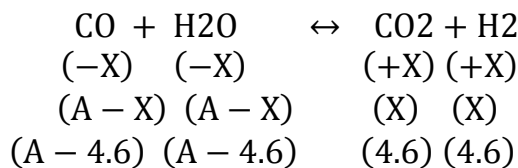


ماده	Aa	Bb	Cc	dD
غلظت اولیه	m	n	0	0
تغییر غلظت	$-ax$	$-bx$	$+cx$	$+dx$
غلظت تعادلی	$m-ax$	$n-bx$	$+cx$	$+dx$

در عبارت ثابت تعادل k فقط از غلظت تعادلی واکنش دهنده ها و فرآورده ها استفاده می نمایم .

۴۲. در یک دمای معین برای تعادل $CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g) \rightarrow K=302$ است در این دما تعداد مول مساوی از واکنش دهند ها در

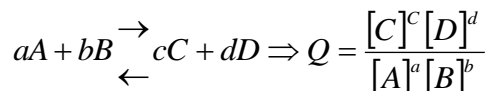
ظرفی وارد گردیده است . بعد از برقراری تعادل $[CO_2]=4.6$ است غلظت CO را در حالت تعادل محاسبه کنید .



$$A=4.86 \rightarrow [CO]=4.86-4.6=0.26$$

یادداشت :

۴۳. خارج قسمت واکنش Q: از نظر ظاهری مانند ثابت تعادل K است واکنش کلی زیر را در نظر بگیرید.



۴۴. تفاوت Q با K در این است که در صورت و مخرج خارج قسمت واکنش لازم نیست که غلظت های تعادلی قرار داده شود بلکه می توان غلظت

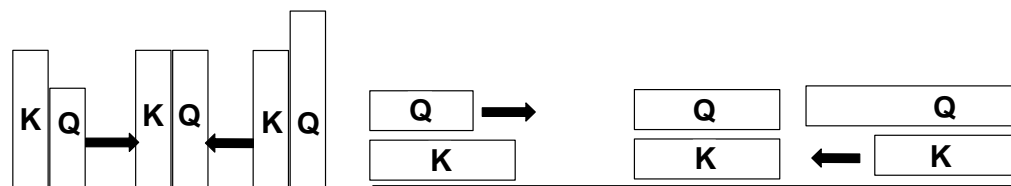
های قبل از تعادل یا حتی آغاز واکنش را نیز قرار داد. در واقع در صورتی که غلظت های تعادلی در خارج قسمت واکنش قرار بگیرد مقدار Q و K یکی می شود

۴۵. عبارت Q از نظر ظاهری مانند K است Q و K, هر دو از کمیت های ترمودینامیکی هستند.

Q نشان دهنده ی جهت پیشرفت واکنش است یکای Q و K برای یک واکنش معین در دمای ثابت, یکسان است.

K نشان دهنده ی میزان پیشرفت واکنش است. K حالت ویژه ای از Q است.

پیش بینی جهت پیشرفت واکنش به کمک K و Q



۴۶. واکنش های شیمیایی همواره تمایل دارند به حالت تعادل دست یابند به طوی که $Q = K$ شود.

۴۷. خارج قسمت واکنش معیاری است که با کمک آن می توان جهت پیشرفت واکنش را پیش بینی کرد. واکنش های شیمیایی همواره تمایل

دارند به حالت تعادل برسند از این رو سه حالت مختلف زیر را می توان در نظر گرفت:

واکنش به سمت راست جابه جا می شود	تعادل در سمت راست قرار دارد
۱- مقدار عددی Q کوچکتر از K است. ($Q < K$)	۱- مقدار عددی K بزرگ است. ($1 < K < 10^{10}$)
۲- واکنش در تعادل نیست به طوی که: برگشت $R >$ رفت R	۲- واکنش در تعادل است به طوی که: برگشت $R =$ رفت R
۳- واکنش در جهت رفت و تولید فرآورده ها پیشرفت می کند.	۳- مقدار قابل توجهی از واکنش دهنده ها به فرآورده تبدیل شده اند.
۴- تعادل در صورتی برقرار می شود که واکنش رفت به میزان بیشتری روی دهد.	۴- واکنش رفت پیشرفت خوبی دارد.
۵- واکنش در جهت رفت جابه جا می شود و $\Delta G < 0$ است.	۵- واکنش در هر دو جهت خودبه خود انجام می شود و $\Delta G = 0$ است.

یادداشت:

اگر پرسیدند تعادل در کدام سمت قرار دارد , مقدار K را به دست آورید .
اگر پرسیدند واکنش به کدام سمت جابه جا می شود مقدار Q را به دست آورده با K مقایسه کنید .

۴۸. عوامل موثر بر تعادل

ثابت تعادل علاوه به دما به نوع مواد شرکت کننده در تعادل نیز بستگی دارد .

بر طبق اصل لوشاتلیه (شیمی فیزیکدان و مهندس فرانسوی , علاقمند به ارتباط علم با صنعت) چنان چه عاملی موجب بر هم زدن حالت تعادلی یک سامانه (سیستم) شود سامانه در جهتی جابه جا می شود که با عامل مزاحم مقابله کند و تا آن جا که امکان دارد اثر آن را برطرف کند .
(اثر عامل مزاحم را تعدیل می کند نه کاملاً برطرف کند) بدین ترتیب در سامانه یک تعادل جدید برقرار می شود .

عوامل زیر می توانند موجب بر هم زدن تعادل شوند :

دما غلظت فشار

این سه عامل می توانند تعادل سامانه را برای مدتی بر هم زنند ولی سامانه دوباره به سمت تعادل سیر می کند .

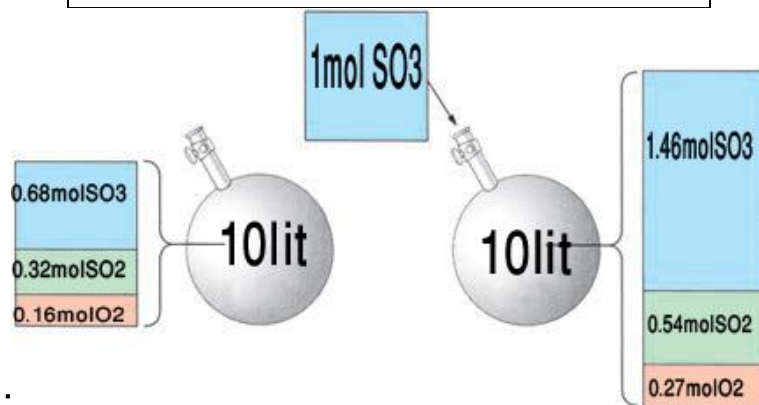
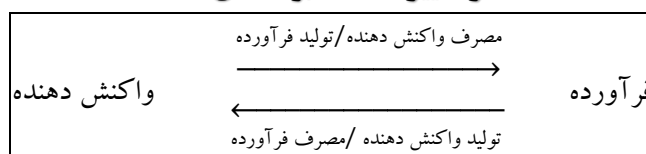
تغییر K	جابجایی تعادل	عوامل موثر بر تعادل
✓	✓	دما
✗	✓	فشار
✗	✓	غلظت
✗	✗	کاتالیزگر

بر طبق اصل لوشاتلیه , اضافی

باید مصرف شود , کمبود باید

جبران (تعدیل) شود .

اثر تغییر غلظت بر تعادل



یادداشت :

۴۹. مثلا: در تعادل $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ اگر مقداری N_2 وارد ظرف شود واکنش به سمت مصرف آن پیشرفت می کند و اگر مقداری NH_3 وارد ظرف شود واکنش به سمت مصرف آن , پیشرفت میکند.

۵۰. هم چنین اگر مقدار یکی از مواد کم شود واکنش به سمت تولید آن پیشرفت می کند تا به تعادل جدید برسد .

۵۱. واکنش تعادلی $A \rightleftharpoons B$ را در نظر بگیرید .

افزایش غلظت A با A : تعادل در جهت مصرف A با A جابه جا می شود (در جهتی که A با B وجود ندارند).

کاهش غلظت A با A : تعادل در جهت تولید A با A جابه جا می شود. (در جهتی که A با B وجود دارد).

۵۲. افزایش یا کاهش غلظت تعادل را جابه جا می کند اما طی این جابه جایی مقدار عددی ثابت تعادل K تغییر نمی کند .

۵۳. اگر غلظت واکنش دهنده افزایش یابد ، واکنش در جهت مصرف آن (راست) - در جهتی که آن ماده وجود ندارد - پیشرفت می کند و تنها مقداری از آن را مصرف می کند .

۵۴. در تعادل $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ ، اگر غلظت گاز هیدروژن زیاد شود واکنش در جهت مصرف آن ، پیشرفت کرده ، کمی از $N_2(g)$ و $H_2(g)$ را مصرف کرده ، کمی گاز آمونیاک تولید می کند تا تعادل جدیدی بوجود آید . دقت کنید که مواد به نسبت ضریب استوکیومتری اشان کم یا زیاد می شوند .

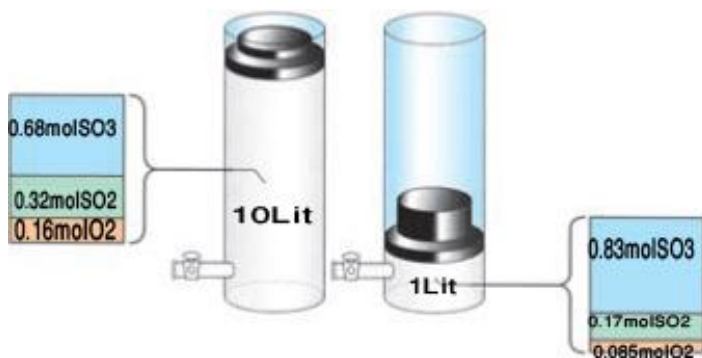
مثلا گاز نیتروژن به اندازه $1X$ - کم شده ، گاز هیدروژن به اندازه $3X$ - مصرف شده ، گاز آمونیاک به نسبت $2X$ + تولید می شوند . با افزایش غلظت واکنش دهنده ها ، خارج قسمت واکنش نیز کاهش یافته ، واکنش به سمت راست پیشرفت کرده تا Q به K برسد .

تعادل اولیه		لحظه ی اعمال تغییر		تعادل جدید	
سرعت رفت	سرعت برگشت	سرعت رفت	سرعت برگشت	سرعت رفت	سرعت برگشت

۵۵. برای مثال $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$ اگر غلظت CO_2 را افزایش دهیم سرعت برگشت افزایش یافته و تمام CO_2 اضافی مصرف می شود و در تعادل جدید سرعت با سرعت در تعادل اولیه برابر است .

یادداشت :

۵۶. اثر تغییر فشار بر تعادل :



۵۷. تغییر فشار فقط بر واکنش هایی موثر است که حداقل یکی از اجزای آن ها در فاز گاز باشد و تعداد مول های گازی دو طرف معادله برابر

نباشند. تغییرات فشار با حجم رابطه ی عکس دارد $V \uparrow \Rightarrow P \downarrow \Leftrightarrow V \downarrow \Rightarrow P \uparrow$

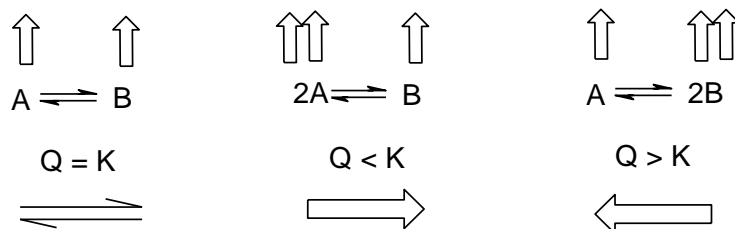
اگر فشار افزایش یابد تعادل به سمت تعداد مول گازی کم تر جابه جا می شود.

اگر فشار کاهش یابد تعادل به سمت تعداد مول گازی بیش تر جابه جا می شود.

برای تعیین اثر تغییر فشار بر تعادل در شمارش تعداد مولهای طرفین واکنش فقط مولهای گازی را شمارش می کنیم.

تغییر فشار بر ثابت تعادل K بی تاثیر است. زیرا: افزایش فشار بر یک سامانه باعث افزایش غلظت تمام گونه های گازی موجود در تعادل می شود

۵۸. واکنش ها را هنگام افزایش فشار، می توان به ۳ دسته تقسیم کرد :



۵۹. افزایش فشار غلظت همه ی گونه های گازی شکل را افزایش می دهد. بنابراین هم سرعت رفت هم سرعت برگشت افزایش می

یابد (به شرط آن که در هر دو طرف معادله گاز وجود داشته باشد) ولی سرعت واکنشی را که تعداد مول گازی بیشتری مصرف می کند بیشتر

افزایش می دهد. مثلا فرض کنیم $2A + B \rightleftharpoons C$ یک واکنش بنیادی است. حال اگر فشار را دو برابر کنیم غلظت همه گونه ها دو برابر می

شود. در نتیجه سرعت رفت هشت برابر شده در حالی که سرعت برگشت دو برابر می شود. یعنی تعادل در جهت رفت جابه جا می شود و در

تعادل جدید سرعت رفت و برگشت با هم برابر است و از تعادل اولیه بیشتر است.

یادداشت :

۶۰. تغییر فشار تاثیری بر غلظت فاز جامد یا مایع خالص ندارد و سرعت آن ها را تغییر نمی دهد .

۶۱. اگر در واکنش $N_2(g)+3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ مقدار فشار افزایش یابد: تعادل به هم خورده ، واکنش به سمت تولید تعداد مول های گاز کمتر (راست)، پیشرفت می کند . کمی از $N_2(g)$ و $H_2(g)$ را مصرف کرده ، کمی گاز آمونیاک تولید می کند تا تعادل جدیدی بوجود آید . دقت کنید که مواد به نسبت ضریب استوکیومتری اشان کم یا زیاد می شوند .

مثلا گاز نیتروژن به اندازه ی $1X$ - کم شده ،
گاز هیدروژن به اندازه ی $3X$ - مصرف شده ،
گاز آمونیاک به نسبت $2X$ + تولید می شوند .

در لحظه ی افزایش فشار، غلظت تمام گونه های گازی، به یک نسبت افزایش میابند .

با افزایش غلظت واکنش دهنده ها و فرآورده ها ، موادی با ضریب استوکیومتری بیشتر ، افزایش غلظت بیشتری خواهند داشت (واکنش دهنده) ، پس خارج قسمت واکنش نیز کاهش یافته ، واکنش به سمت راست پیشرفت کرده تا Q به K برسد .

۶۲. با افزایش غلظت واکنش دهنده ها و فرآورده ها ، موادی با ضریب استوکیومتری بیشتر ، افزایش غلظت بیشتری خواهند داشت (واکنش دهنده) ، پس سرعت رفت و برگشت زیاد شده ، اما میزان افزایش سرعت رفت بیشتر می باشد ، یعنی با پیشرفت به سمت راست ، مقدار بیشتری فرآورده تولید شده ، سرعت مصرف فرآورده ها نیز افزایش یافته ، در تعادل جدید ، در سرعت های بالاتری نسبت به تعادل اولیه ، با یکدیگر برابر می شوند .

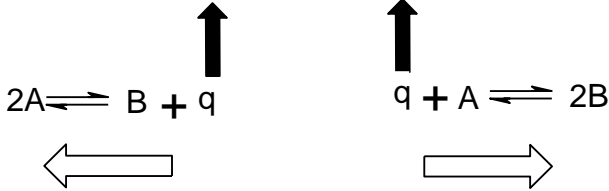
تعادل اولیه		لحظه ی اعمال تغییر		تعادل جدید	
سرعت رفت	سرعت برگشت	سرعت رفت	سرعت برگشت	سرعت رفت	سرعت برگشت

یادداشت:

۶۳. اثر تغییر دما بر تعادل

۶۴. واکنش ها را هنگام افزایش دما، می توان به ۲ دسته تقسیم کرد:

اگر دما زیاد شود واکنش در جهت مصرف گرما پیشرفت میکند.

$$2A \rightleftharpoons B + q$$


معمولا اثر فشار و دما، عکس یکدیگر، باعث جابجایی تعادل میشوند.

هر گاه گرما افزایش یابد تعادل در جهتی جابه جا می شود که گرما را جذب کند و با کاهش دما، تعادل در جهتی جابه جا می شود که گرما تولید کند

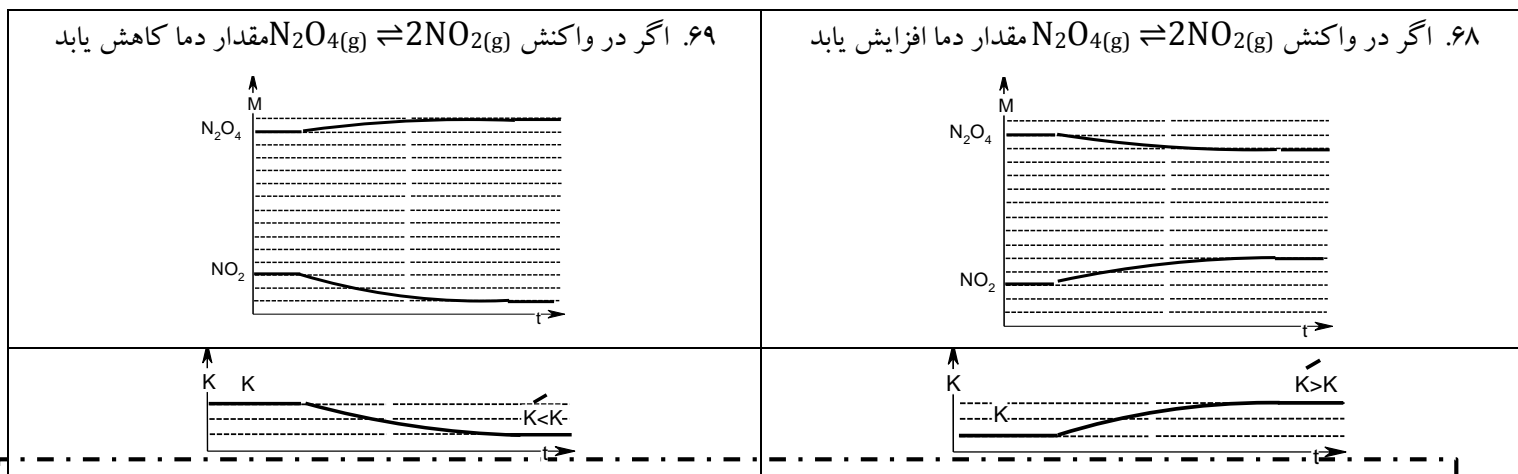
۶۵. نکته: افزایش دما سرعت رفت و برگشت را افزایش داده اما در واکنشهای گرماده و گرماگیر یکی از سرعت های رفت و برگشت بیشتر افزایش می یابند.

۶۶. تاثیر دما بر ثابت تعادل

از میان عوامل موثر بر تعادل (دما و فشار و غلظت) تنها دما می تواند بر ثابت تعادل K موثر باشد

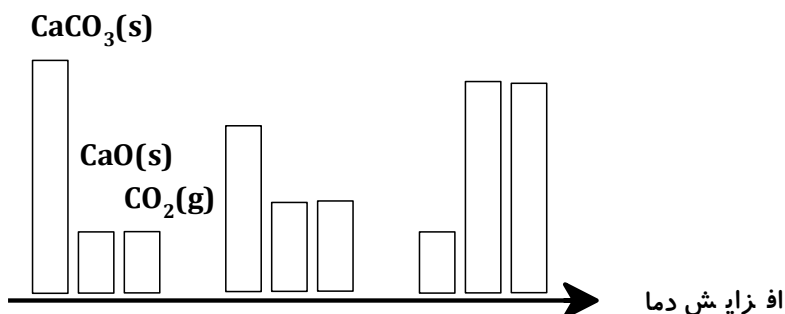
۶۷. در تعادل های گرماده:

کاهش دما تعادل را به راست جابه جا می کند تا غلظت فرآورده ها افزایش و غلظت واکنش دهند ها کاهش یابند پس مقدار عددی K افزایش می یابد. افزایش دما تعادل را به سمت چپ جابه جا می کند تا غلظت فرآورده ها کاهش و غلظت واکنش دهند ها افزایش یابند پس مقدار عددی K کاهش می یابد.



یادداشت:

تجزیه ی سنگ آهک:

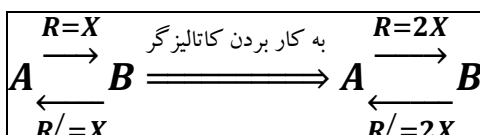


۷۰. اگر دما زیاد شود در ابتدا سرعت موادی که گرما در آن سمت قرار گرفته، بیشتر زیاد می شود .
 ۷۱. در واکنش گرماگیر، اگر دما افزایش یابد: سرعت رفت و برگشت زیاد شده ، رفت بیشتر از برگشت افزایش مییابد .

تعادل اولیه		لحظه ی اعمال تغییر		تعادل جدید	
سرعت رفت	سرعت برگشت	سرعت رفت	سرعت برگشت	سرعت رفت	سرعت برگشت

۷۲. اثر کاتالیزگر بر تعادل :

۷۳. کاتالیزگر نمی تواند اختلالی در تعادل یک سامانه به وجود آورد بلکه فقط از طریق کاهش انرژی فعال سازی موجب افزایش سرعت واکنش می شود . در واقع کاتالیزگر انرژی فعال سازی رفت و برگشت را به یک میزان کاهش می دهد .



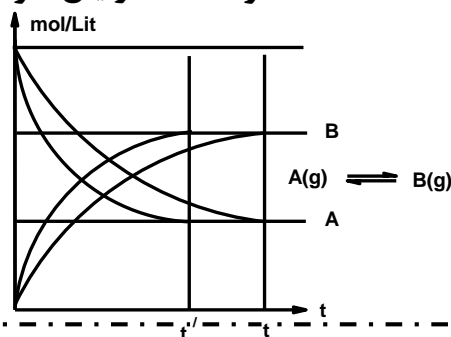
۷۴. بنابراین هر دو سرعت رفت و برگشت را هم زمان و به یک میزان و به یک نسبت افزایش می دهد در نتیجه باز هم حالت تعادل برقرار می ماند به طور کلی کاتالیزگرها زمان رسیدن به تعادل را کوتاه می کنند بدون آن که ثابت تعادل را تغییر دهند .

$$K \text{ (ثابت تعادل)} = \frac{k \text{ (ثابت سرعت رفت)}}{k' \text{ (ثابت سرعت برگشت)}} \Rightarrow \text{ثابت میماند}$$

- کاتالیزگرها ، ثابت سرعت رفت و برگشت را به یک نسبت افزایش می دهند .

۷۵. غلظت گونه ها در بود یا نبود کاتالیزگر یکسان خواهد بود

۷۶. استفاده از کاتالیزگر ، شیب نمودار « غلظت - زمان » گونه ها را افزایش خواهد داد .



یادداشت :

۷۷. نیتروژن (g) N₂

۷۸. عنصر نیتروژن به شکل مولکول های دو اتمی ($N^{\circ} \equiv N^{\circ}$) و ناقطبی، ۷۸ درصد حجم هوا را تشکیل می دهد. نیتروژن خالص با دمای جوش -196°C در مقیاس صنعتی از تقیر جزء به جزء هوای مایع به دست می آید.

۷۹. **فعالیت شیمیایی (واکنش پذیری) نیتروژن بسیار کم است.** زیرا انرژی پیوند سه گانه $N^{\circ} \equiv N^{\circ}$ بسیار زیاد است پس ایجاد جرقه در مخلوطی از گازهای N₂ و H₂ منجر به انجام واکنش نمی شود. هر چند گیاهان با میلیون ها تن N₂(g) احاطه شده اند اما نمی توانند نیتروژن را به طور مستقیم از هوا جذب کنند. گیاهان، نیتروژن را به صورت یون نترات (NO_3^-) از خاک جذب می کنند.

۸۰. **نیتروژن یکی از عنصرهای اصلی سازنده ی پروتئین ها، نوکلئیک اسیدها، ویتامین ها و هورمون هاست.** از این رو در بدن همه ی گیاهان و جانوران وجود دارد.

۸۱. **ویلیام رامسی کاشف گازهای نجیب** در اواخر قرن نوزدهم پیش بینی کرده بود که جهان تا اواسط قرن بیستم از نیتروژن قابل استفاده ی گیاهان تهی خواهد شد تحقق این پیش بینی می توانست کاهش تدریجی فرآورده های کشاورزی و گرسنگی مردم جهان را به دنبال داشته باشد اما خوشبختانه چنین پدیده ای تا کنون رخ نداده است. **موفقیت فریتس هابر آلمانی و همکارش کارل بوش** در تهیه ی آمونیاک (NH_3) نشان داد که پیش بینی رامسی نادرست بوده است. آمونیاک پر کاربردترین ترکیب نیتروژن دار است که نسبت به دیگر ترکیب های آن در مقیاس مولی بسیار بزرگی در صنعت تولید می شود.

۸۲. **آمونیاک مایع را به عنوان کود شیمیایی به طور مستقیم به خاک تزریق میکنند.** البته انواعی از باکتری های موجود در خاک، آمونیاک و کودهای آمونیوم دار را به نترات تبدیل میکنند زیرا گیاهان نیتروژن را به صورت نترات از خاک جذب می کنند.

۸۳. هیدرازین ها N_2H_4 مواد پر انرژی هستند به طوری که در موشک های سفینه آپولو که نخستین بار در سطح کره ماه فرود آمدند مخلوط N_2O_4 و متیل هیدرازین $\text{CH}_3\text{N}_2\text{H}_3$ به عنوان سوخت استفاده شد.

۸۴. آمارها نشان می دهد که فرآورده های شیمیایی مانند **سولفوریک اسید، نیتروژن، آمونیاک، آهک و اتیلن**، بالاترین تولید سالانه را در جهان دارند.

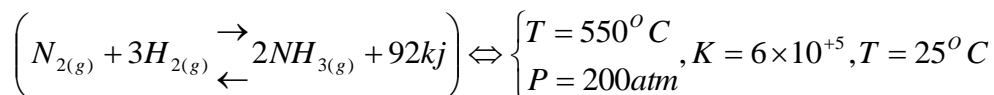
ویژگی نیتروژن	کاربرد بر اساس ویژگی
فراوان ترین عنصر موجود در هوا (۷۸٪)	نقش حلال در هواکره
فعالیت شیمیایی و واکنش پذیری بسیار پایین	محیط بی اثر در مواد غذایی بسته بندی شده
پایین بودن نقطه ی جوش	منجمد کردن نمونه های بیولوژیکی (زیستی) مانند خون
وابستگی بودجه ی بسیاری از کشورها به نیتروژن و فرآورده های آن نظیر آمونیاک	نقش کلیدی در اقتصاد کشورهای صنعتی

یادداشت:

۸۵ نمونه ای از کاربرد عملی تعادل (تهیه ی آمونیاک به روش هابر)

آمونیاک ماده ای پر ارزش است که در تهیه ی کودهای شیمیایی و مواد منفجره و مواد شیمیایی صنعتی - تجاری بسیاری به کار می رود .

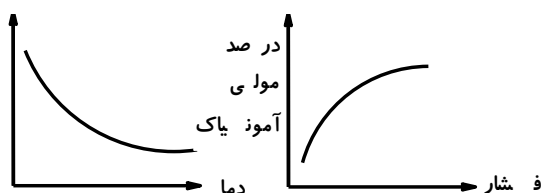
درصد مولی آمونیاک در هابر برابر ۲۸ درصد است . این ماده مطابق روش هابر به صورت زیر تهیه می شود



۱. اثر فشار: افزایش فشار تا ۲۰۰ اتمسفر، باعث جابه جایی تعادل به سمت راست یعنی تعداد مول کمتر و تولید آمونیاک بیش تر می شود .

به همین منظور در روش هابر فشار را تا آن جا که به دستگاه ها آسیب نرسد بالا می برند .

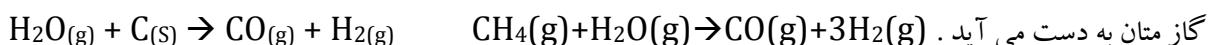
۲. اثر دما: ظاهراً در یک واکنش گرماده کاهش دما به نفع جابه جایی واکنش به سمت راست و افزایش بازده ی تولید آمونیاک می باشد اما کاهش دما سرعت واکنش رفت و برگشت را هم زمان کاهش می دهد و زمان رسیدن به تعادل را خیلی طولانی می کند برای رفع این مشکل در روش هابر دما را تا ۵۵۰ درجه ی سلسیوس افزایش می دهند تا سرعت واکنش زیاد شود و به منظور کاهش اثر ناخوشایند و نامطلوب و ترمودینامیکی افزایش دما، فشار را تا ۲۰۰ اتمسفر بالا میبرند تا سامانه به سمت راست جابه جا شود .



هابر برای افزایش سرعت واکنش ضمن افزایش دما از کاتالیزگر نیز استفاده نمود تا تعادل سریع تر برقرار شود در واقع کاتالیزگر کمک میکند تا در دماهای پایین تر آمونیاک سریع تر تشکیل شود و در نتیجه بهره ی درصدی و عمر مفید دستگاهها افزایش یابد

یکی از روش های افزایش بازده ی در صدی تولید آمونیاک خارج کردن آمونیاک از محیط واکنش از طریق مایع کردن گاز آمونیاک است . با این کار تعادل به سمت کامل شدن پیش می رود در ضمن گاز نیتروژن و هیدروژن باقی مانده (واکنش نداده) بازگردانی می شوند .

۸۶. برای تولید آمونیاک به روش هابر، نیتروژن مورد نیاز را از تقطیر هوای مایع و گاز هیدروژن را از طریق عبور بخار آب از روی زغال داغ یا



گاز متان به دست می آید . گاز هیدروژن را می توان از پالایش نفت خام نیز بدست آورد .

در صنعت ، آمونیاک را در دمایی حدود ۵۵۰°C و فشاری در گستره ی ۱۵۰ تا ۳۵۰ اتمسفر در مجاورت آهن تهیه می کنند .

۸۷. فرایند هابر نمونه ی تاریخی جالبی از تاثیر پیچیده ی شیمی بر زندگی ماست . هرچند تولید آمونیاک باعث طولانی شدن جنگ جهانی اول گردید اما به دنبال آن شرایط ، تولید کودهای شیمیایی و افزایش بازدهی غلات فراهم شد .

یادداشت :

ایجاد جرقه در مخلوطی از گازهای N₂ و H₂ منجر به انجام واکنش نمی شود زیرا انرژی فعال سازی واکنش تهیه ی آمونیاک ، زیاد است سرعت واکنش در ۲۵ درجه به اندازه ی ای کم است که هرگز به تعادل نمی رسد در واقع واکنش در این شرایط از لحاظ ترمودینامیکی مساعد ، اما به طور سینتیکی کنترل می شود .