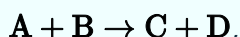


Chemická rovnováha

Chemická rovnováha je stav, kdy se koncentrace reaktantů ani produktů chemické reakce nemění v čase.

*Představme si, že smísíme dva reaktanty **A** a **B** a začne probíhat chemická reakce*



*Jak přibývá produktů této reakce, látek **C** a **D**, postupně se rozbíhá i zpětná reakce*



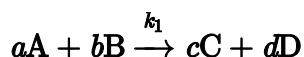
*Zatímco rychlost dopředné reakce se postupně snižuje s tím, jak se spotřebovávají reaktanty **A** a **B**, rychlost vratné reakce se zvyšuje, neboť přibývá látek **C** a **D**. V určitém okamžiku se rychlost dopředné i vratné reakce vyrovnají. Tomuto okamžiku říkáme, že bylo **dosaženo chemické rovnováhy**. Látky **A** a **B** se nyní spotřebovávají stejně rychle dopřednou reakcí, jako vznikají vratnou reakcí, takže jejich koncentrace se již nemění v čase. Obdobně látky **C** a **D** vznikají dopřednou reakcí stejně rychle, jako se spotřebovávají vratnou reakcí, takže ani jejich koncentrace se již v čase nemění.*

Chemickou rovnováhu můžeme také popsat jako situaci, kdy je **rychlost dopředných reakcí stejná jako rychlost vratných reakcí**. Soustava se **navenek nemění**. Nejen že jsou v čase **konstantní koncentrace** všech látek v soustavě, ale soustava také **nepředává žádnou energii** (teplo, světlo apod.) do svého okolí a naopak energii od okolí nepřijímá. To však neznamená, že by v soustavě neprobíhaly žádné děje. Chemické reakce stále běží, ale z vnějšího pohledu se jejich důsledky vzájemně ruší, neboť probíhají stejnou rychlostí v obou směrech.

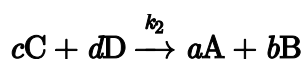
Odvození rovnovážné konstanty

Vyjádření chemické rovnováhy lze docílit pomocí tzv. rovnovážné konstanty **K** (viz dále), přičemž vztah pro rovnovážnou konstantu je nezávislý na reakčním mechanismu.

Uvažme chemickou reakci ve tvaru:



Kde písmenky **a, b (c, d)** označujeme stechiometrické koeficienty reaktantů (produktů). Zároveň však probíhá i zpětná reakce:



Podle **Guldbergova-Waagova zákona** je rychlost chemické reakce přímo úměrná součinu koncentrací (přesněji aktivit) reagujících látek. Konstantami úměrnosti jsou rychlostní koeficienty **k₁** a **k₂**.

$$\begin{aligned} v_1 &= k_1 [\mathbf{A}]^a [\mathbf{B}]^b \\ v_2 &= k_2 [\mathbf{C}]^c [\mathbf{D}]^d \end{aligned}$$

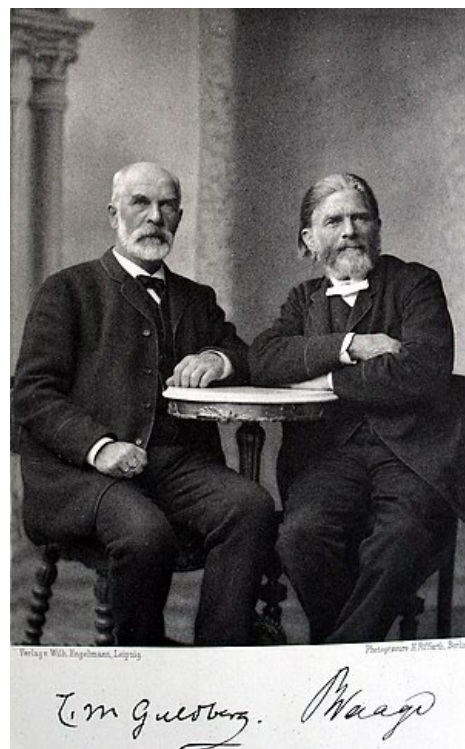
Při ustanovení chemické rovnováhy dojde k vyrovnání rychlosti přímé a zpětné reakce, tj.:

$$\begin{aligned} v_1 &= v_2 \\ k_1 [\hat{\mathbf{A}}]^a [\hat{\mathbf{B}}]^b &= k_2 [\hat{\mathbf{C}}]^c [\hat{\mathbf{D}}]^d \end{aligned}$$

Stříškou nad koncentrací jsme označili rovnovážnou koncentraci pro odlišení od okamžité. Přesunutím konstant na jednu stranu rovnice dostáváme:

$$\frac{[\hat{\mathbf{C}}]^c [\hat{\mathbf{D}}]^d}{[\hat{\mathbf{A}}]^a [\hat{\mathbf{B}}]^b} = \frac{k_1}{k_2} = K$$

Pomocí tohoto vyjádření jsme definovali **rovnovážnou konstantu K** jako podíl rychlostních koeficientů. V případě, že všechny látky reagují v plynné fázi, dosadíme místo koncentrací parciální tlaky (přesněji fugacity). Rovnovážnou konstantu pak označíme **K_p**.



Pánové Gulberg a Waage na historické fotografii.

Z číselné hodnoty K a K_p lze odvodit v jakém rozsahu bude reakce probíhat.

- Čím je rovnovážná konstanta **vyšší**, tím je v rovnovážné směsi **víc produktů** a méně reaktantů.
- Čím je rovnovážná konstanta **nižší**, tím je v rovnovážné směsi **víc reaktantů** a méně produktů.

V extrémních případech, kdy:

$K \gg 1$, pak jsou v rovnovážné směsi prakticky jen **produkty**

$K \approx 0$, pak jsou v rovnovážné směsi prakticky jen **výchozí látky**

Na chemickou rovnováhu a tedy i na K a K_p má vliv teplota a tlak (hlavně pro plynné látky). Opět zdůrazňujeme, že hodnota rovnovážné konstanty je nezávislá na reakčním mechanismu. Dokonce ani **přítomnost katalyzátoru neovlivňuje rovnovážné složení reakční směsi** (mění pouze rychlost ustanovení rovnováhy).

S rovnovážnou konstantou souvisí i Gibbsova energie. Při izotermicko-izobarickém ději se dosahuje chemické rovnováhy právě tehdy, když je změna Gibbsovy energie rovna nule.

$$\Delta G = 0$$

Činitelé ovlivňující chemickou rovnováhu

Změnou reakčních podmínek dojde k **porušení původní rovnováhy**. Po čase se ustálí nová rovnováha. Ta je charakterizována **novými (jinými)** hodnotami koncentrace výchozích látek a produktů.

Le Chatelierův princip akce a reakce

Porušení chemické rovnováhy vnějším zásahem (*akcí*) vyvolá děj (*reakci*), který směřuje ke zrušení účinku tohoto vnějšího zásahu.

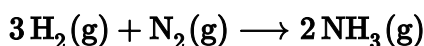
Změna koncentrace

Pokud zvýšíme koncentraci výchozích látek, přibude koncentrace produktů. V opačném případě, tedy pokud budeme ze směsi odebírat produkty, získáme více produktů.

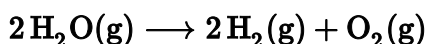
Změna tlaku

Změna tlaku ovlivňuje chemickou rovnováhu pouze u reakcí, ve které jsou veškeré reaktanty v plynné fázi a počty molů výchozích látek a produktů jsou rozdílné – musí tedy dojít ke změně látkového množství v průběhu reakce.

Při splnění této podmínky dochází při **zvýšení** tlaku k posunu rovnováhy **ve směru menšího počtu molů částic**. Naopak při **snížení** tlaku dojde k posunu rovnováhy **ve směru většího počtu molů částic**.



Při zvýšení tlaku se rovnováha posune na stranu produktů.



Při zvýšení tlaku se rovnováha posune na stranu reaktantů.

Změna teploty

u endotermní reakce – se zvyšující se T se zvyšuje K

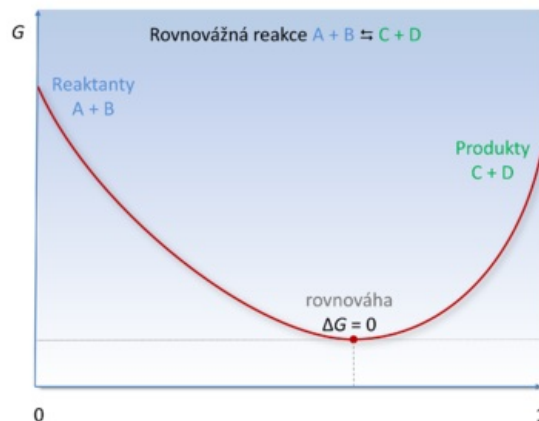
u exotermní reakce – se zvyšující se T se snižuje K

Zvýšením teploty nastane posun rovnováhy ve směru tvorby *produktů* u **endotermní reakce**.

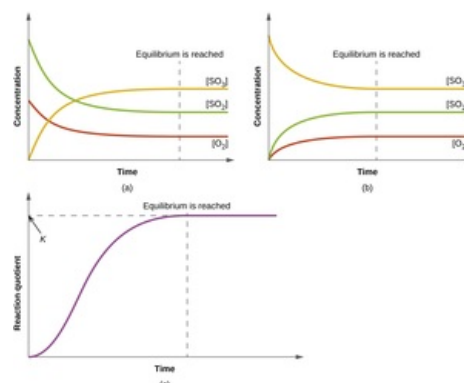
Snížením teploty nastane posun rovnovážného složení ve směru tvorby *produktů* u **exotermní reakce**.



Jedná se o exotermní reakci \rightarrow snížit teplotu.



Graf změny Gibbsovy energie při rovnovážné reakci.



Grafické znázornění chemické rovnováhy



Jedná se o endotermní reakci → zvýšit teplotu.

Vliv katalyzátorů

Katalyzátory nemají vliv na složení rovnovážné směsi, mění pouze **čas**, za který se ustanoví rovnováha. Ilustrativním příkladem jest například notoricky známá Haberova-Boschova syntéza amoniaku.

Shrnutí

Akce	Reakce
přidání reaktantů	zvýšení koncentrace produktů
přidání produktů	zvýšení koncentrace reaktantů
snížení tlaku	zvýšení koncentrace ve směru většího počtu molů látek
zvýšení tlaku	zvýšení koncentrace ve směru menšího počtu molů látek
snížení teploty	zvýšení koncentrace látek ve směru exotermické reakce
zvýšení teploty	zvýšení koncentrace látek ve směru endotermické reakce

Typy reakcí

Chemická rovnováha se ustanovuje v reakcích *protolytických* (acidobazických), *redoxních*, *srážecích*, *komplexotvorných*.

Chemická rovnováha ve srážecích reakcích

Ve srážecích reakcích je **heterogenní rovnováha**.

K_c – závislá *pouze na koncentraci kapalných nebo plynných* látek. Ve srážecích reakcích se však nazývá **součin rozpustnosti** a označuje se **K_s** .

Čím je K_s menší, tím je látka méně rozpustná (stálejší). Např. BaSO_4 má součin rozpustnosti malý, proto se v lékařství využívá k vyšetření trávicího traktu.

Srážecí reakce se používají k důkazům a stanovení některých **iontů** v analytické chemii a k **odstranění látek** z reakční směsi (rozpustnost látky se dá výrazně snížit, přidáme-li *elektrolyt*, který má s málo rozpustnou solí shodný ion).

Chemická rovnováha v komplexních reakcích



K_c se v komplexních reakcích nazývá **disociační konstanta komplexu** a označuje se **K_k** .

Chemická rovnováha v redoxních reakcích



V redoxních reakcích se **K_c** vztahuje jen k látkám, které jsou ve vodném roztoku.

Chemická rovnováha v protolytických reakcích

V protolytických reakcích se K_c rozlišuje na **K_A** (*disociační konstanta kyseliny*) a **K_B** (*disociační konstanta báze*). Z hodnot K_A (K_B) se dá určit síla kyseliny (zásady). Čím je menší hodnota K_A (K_B) → tím je kyselina (báze) **slabší**.

- silný elektrolyt: **$K_A(K_B) > 10^2$**
- středně silný elektrolyt: **$10^{-2} > K_A(K_B) > 10^{-4}$**
- slabý elektrolyt: **$K_A(K_B) < 10^{-4}$**

Elektrolyt je **vodič 1. třídy**. Náboj v něm přenáší ionty. Je to látka, která se při rozpouštění disociuje na ionty.

- silný elektrolyt – všechny molekuly se disociují na ionty (NaOH , H_2SO_4)
- slabý elektrolyt – na ionty se disociuje pouze část molekul, větší část látky je ve formě celých molekul (NH_3 , CH_3COOH)

Odkazy

Související články

- Chemické reakce
- Teorie kyselin a zásad

- Enzymy
- Co pohání naše buňky

Použitá literatura

- Přednášky RNDr. Aleny Trávníčkové
- Wikipedia. *Chemická rovnováha* [online]. Poslední revize 2013-03-09, [cit. 2015-03-19]. <https://cs.wikipedia.org/wiki/Chemick%C3%A1_rovnov%C3%A1ha>.
- Wikipedia. *Le Chatelier's principle* [online]. Poslední revize 2015-03-04, [cit. 2015-03-19]. <https://en.wikipedia.org/wiki/Le_Chatelier%27s_principle>.
- Wikipedia. *Le Chatelierův princip* [online]. Poslední revize 2014-05-14, [cit. 2015-03-19]. <https://cs.wikipedia.org/wiki/Le_Chatelier%C5%AFv_princip>.