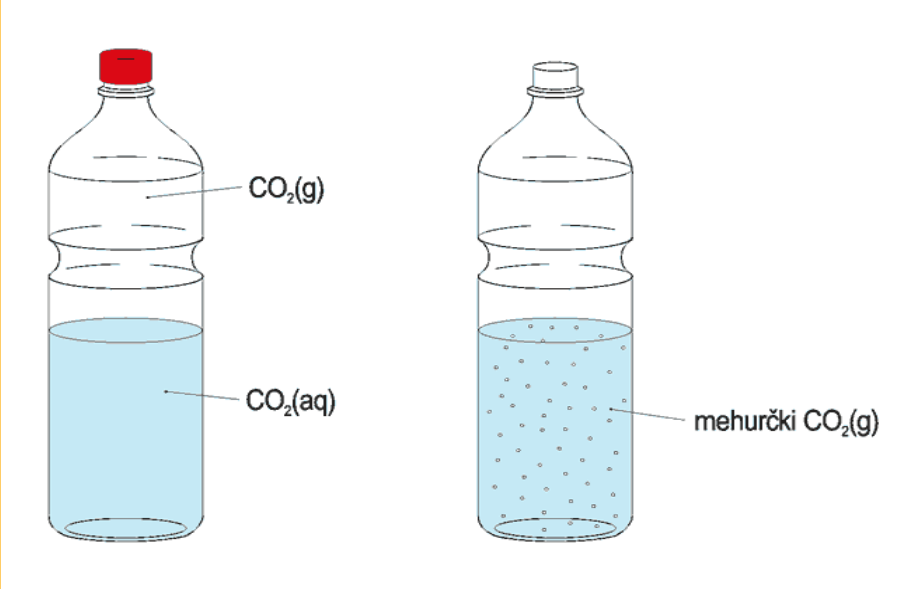
KEMIJSKO RAVNOTEŽJE

DINAMIČNO RAVNOTEŽJE

- PRIMERI:
  - steklenica gazirane pijače:



$$CO_2(g) \rightleftharpoons CO_2(aq)$$

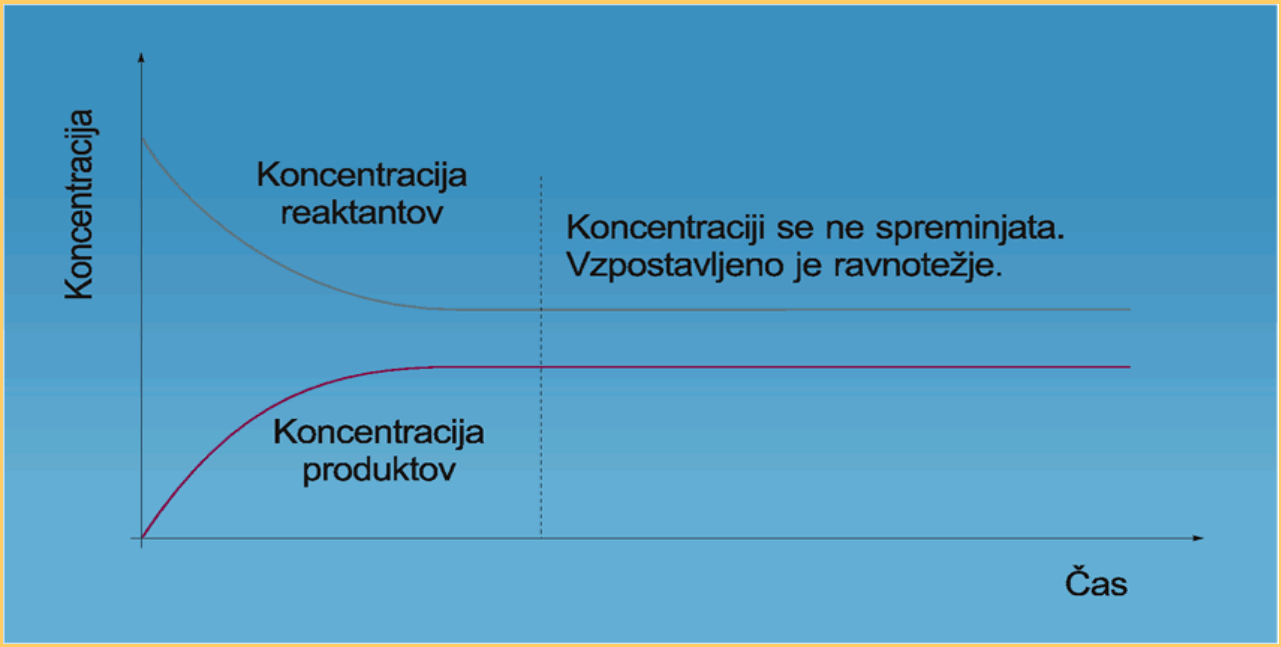
KEMIJSKO RAVNOTEŽJE

- **Pri kemijskih reakcijah so produkti in reaktanti v RAVNOTEŽJU, če se koncentracije reaktantov in produktov ne spreminjajo.**

- **Ravnotežje je DINAMIČNO, če poteka reakcija v obeh smereh enako hitro.**

KEMIJSKO RAVNOTEŽJE

Kadar zapišemo kemijsko enačbo, kjer so reaktanti in produkti v ravnotežju, uporabimo dvojno puščico.

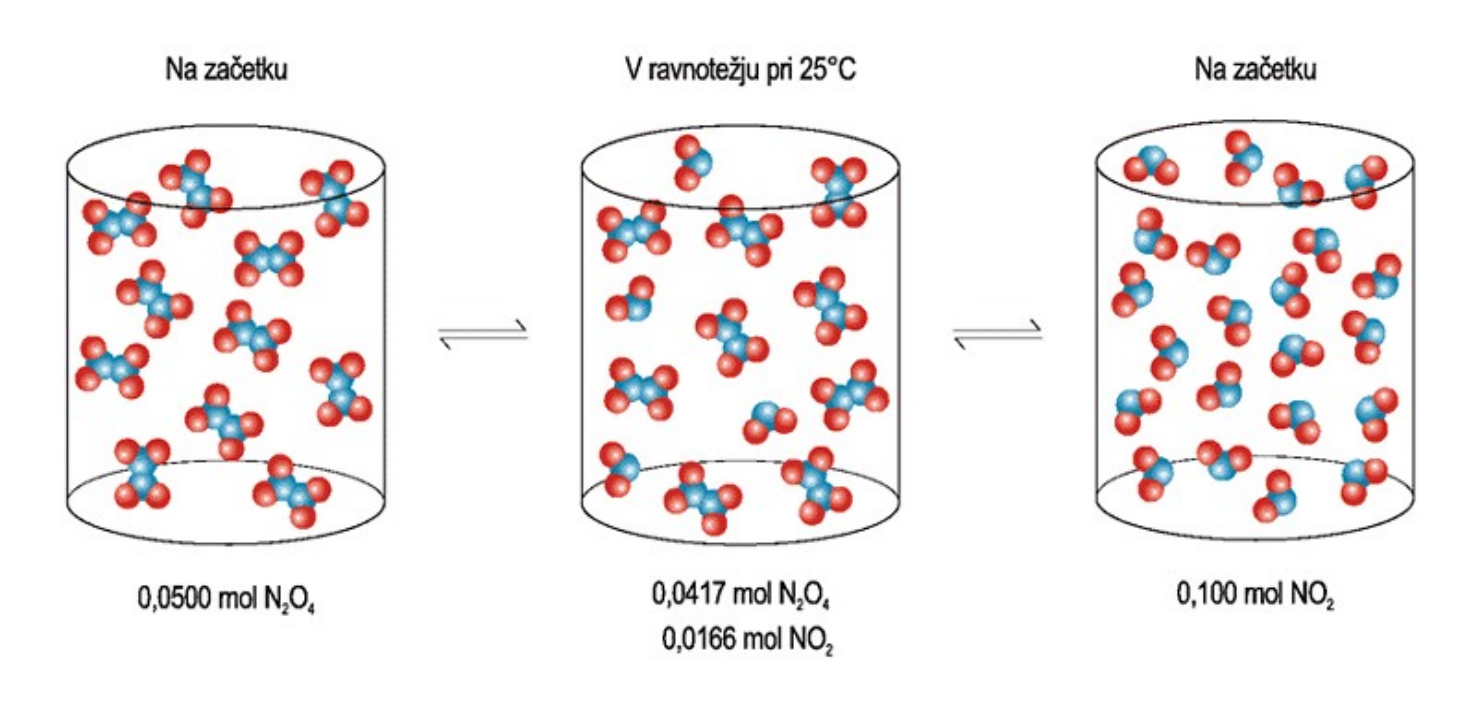


SLIKA: SPREMINJANJE KONC. REAKTANTOV IN PRODUKTOV V ODVISNOSTI OD ČASA.

OBOJESMERNOST ALI REVERZIBILNOST REAKCIJE

- Didušikov oksid N_2O_4 pri 25°C delno razpade v dušikov dioksid NO_2.

$$N_2O_4 \rightleftharpoons 2\,NO_2$$



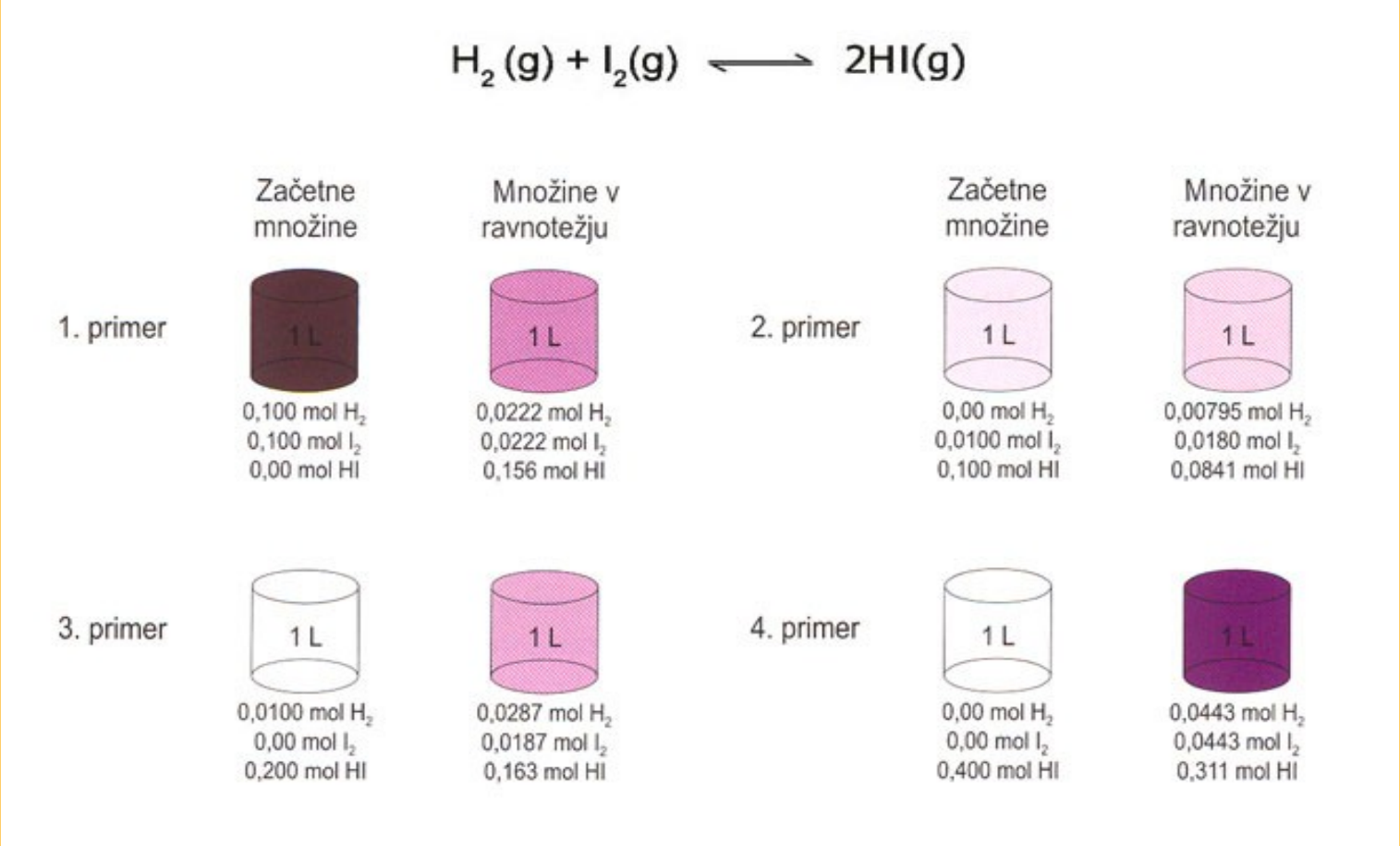
ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ

- Množine ali koncentracije reaktantov in produktov niso enake, če so bile v reakcijski zmesi na začetku različne množine ali koncentracije reaktantov in produktov.
- V štiri posode s prostornino 1 L damo različne množine H_2, I_2 in HI. **Posode segrejemo na 400°C**, barva reakcijske zmesi se spreminja, dokler ni doseženo ravnotežje.

$$\mathbf{H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)}$$

ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ

- **Večje ali manjše koncentracije posameznih snovi v reakcijski zmesi vplivajo na koncentracije teh snovi v ravnotežju.**



ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ

- Za vse reverzibilne reakcije velja:

RAZMERJE MED ZMNOŽKOM RAVNOTEŽNIH KONCENTRACIJ PRODUKTOV IN ZMNOŽKOM RAVNOTEŽNIH KONCENTRACIJ REAKTANTOV JE PRI DOLOČENI TEMPERATURI KONSTANTNO.

ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ

- **Splošno:** $2A + B \rightleftharpoons C + 3D$

$$K = \frac{[C] * [D]^3}{[A]^2 * [B]}$$

[ ] ali C_R: ravnotežne konc.

K: konstanta ravnotežja pri določeni temp.

ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ

Za reakcijo: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

velja zakon o vplivu koncentracij:

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]}$$

ali

$$K = \frac{C_R^{\,2}(HI)}{C_R(H_2) * C_R(I_2)}$$

ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ

V vseh štirih poskusih pri reakciji: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ ima konstanta ravnotežja isto vrednost, saj so vse štiri reakcijske zmesi pri 400°C.

Primer	Koncentracije v ravnotežju / mol L^{-1}			Konstanta ravnotežja
	$[H_2]$	$[I_2]$	$[HI]$	$\frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$
1	0,0222	0,0222	0,156	49,4
2	0,0795	0,0180	0,0841	49,4
3	0,0287	0,0187	0,163	49,5
4	0,0443	0,0443	0,311	49,3
Povprečna vrednost konstante ravnotežja				49,4

ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ

- Konstanta ravnotežja za določeno reakcijo ima pri določeni temperaturi konstantno vrednost.
- Če spremenimo temperaturo reakcijske zmesi, se spremeni tudi vrednost konstante ravnotežja.

ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ

- ČE IMA K ZELO VELIKO VREDNOST, JE RAVNOTEŽJE REAKCIJE SKORAJ POVSEM PREMAKNJENO V SMERI TVORBE PRODUKTOV.
- KADAR JE K ZELO MAJHNA, NASTANE ZELO MALO PRODUKTOV.
- KADAR IMA KONSTANTA RAVNOTEŽJA VREDNOST K≈1, SO V RAVNOTEŽJU ZMESI ZNATNE KONCENTRACIJE IN REAKTANTOV IN PRODUKTOV.

ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ

1. PRIMER:

Izračunaj konstanto ravnotežja pri 460°C za reakcijo $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$, če je v posodi s prostornino 1 L v ravnotežju 0.226 mol I_2, 0.0565 mol H_2 in 0.773 mol HI.

- ravnotežne konc.: $[H_2] = 0.0565$ mol/L

  $[I_2] = 0.226$ mol/L

  $[HI] = 0.773$ mol/L

- konst. ravn.: $K = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]} = \frac{(0.773)^2}{0.0565 * 0.226} = 46.8$

ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ

- Odvisnost konstante ravnotežja od temperature:

Za reakcijo: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

K (400°C) = 49.4

K (460°C) = 46.8

ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ

Ravnotežna reakcija $Fe^{3+}(aq) + SCN^{-}(aq) \rightleftharpoons FeSCN^{2+}(aq)$

Obarvanost raztopine v ravnotežju je odvisna od konc. Ionov $FeSCN^{2+}$, le-ta pa od začetnih konc. ionov Fe^{3+} in SCN^{-}.
Začetne konc. ionov Fe^{3+} so bile različne, začetne konc. ionov SCN^{-} pa enake.

IZRAČUN RAVNOTEŽNIH KONCENTRACIJ:

SPLOŠNO: $2A + 3B \rightleftharpoons 4C + D$

		2 A	**3 B**	**4 C**	**1D**
t=0 t=t	n_o n_R	2 mol 2-2x	3 mol 3-3x	0 mol 0+4x	0 mol 0+1x
t=0 t=t	n_o n_R	2 mol 2-2x	3 mol 3-3x	0.5 mol 0.5+4x	0 mol 0+1x
t=0 t=t	n_o n_R	4 mol 4-2x	3.5 mol 3.5-3x	0 mol 0+4x	0.25 mol 0.25 +1x

ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ

Vsako ravnotežno reakcijo lahko zapišemo na dva načina:

- $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]}$$

- $2HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$

$$K' = \frac{[H_2]\,[I_2]}{[HI]^2}$$

VELJA: K'= 1/K

VPLIVI NA KEMIJSKO RAVNOTEŽJE

- Na kemijsko ravnotežje vplivamo z zunanjimi dejavniki. Zunanji vplivi na kem. ravnotežje so opredeljeni z Le Chatelierovim načelom.
  - Vpliv spremembe koncentracij reaktantov in produktov.
  - Vpliv spremembe temperature.
  - Vpliv spremembe tlaka (pri plinastih reakcijah).

VPLIVI NA KEMIJSKO RAVNOTEŽJE

Vpliv spremembe koncentracij reaktantov in produktov

- **S povečanjem konc. reaktantov ali odstranjevanjem produktov iz reakcijske zmesi se ravnotežje pomakne v smer tvorbe produktov (dobimo več produkta).**

$$\rightleftharpoons$$

- **S povečanjem koncentracije produktov v reakcijski zmesi pomaknemo ravnotežje v smer tvorbe reaktantov.**

$$\rightleftharpoons$$

VPLIVI NA KEMIJSKO RAVNOTEŽJE

Vpliv spremembe temperature

Sprememba temperature vpliva različno glede na eksotermne ali endotermne reakcije.

- EKSOTERMNE REAKCIJE:
  - Toplota se sprošča, reakcijska zmes se segreva.
  - Če temperaturo še povečamo, je to neugodno za produkte, ravnotežje se obrne v smer tvorbe reaktantov.
  - Če želimo več produktov, je potrebno znižati temperaturo: ravnotežje se pomakne v smer tvorbe produktov.
- **PRI SPREMEMBI TEMPERATURE SE SPREMENI TUDI VREDNOST KONSTANTE RAVNOTEŽJA.**

VPLIVI NA KEMIJSKO RAVNOTEŽJE

Vpliv spremembe temperature

Sprememba temperature vpliva različno glede na eksotermne ali endotermne reakcije.

- ENDOTERMNE REAKCIJE:
  - Toplota se porablja, da reakcija poteče, moramo reakcijsko zmes segrevati.
  - Če temperaturo povečamo, je to ugodno za produkte, ravnotežje se pomakne v smer tvorbe produktov.
  - Znižanje temperature je neugodno za produkte, ravnotežje se pomakne v smer tvorbe reaktantov.
- **PRI SPREMEMBI TEMPERATURE SE SPREMENI TUDI VREDNOST KONSTANTE RAVNOTEŽJA.**

VPLIVI NA KEMIJSKO RAVNOTEŽJE

Vpliv spremembe tlaka (pri plinastih reakcijah)

- **ČE SE VOLUMEN MED REAKCIJO POVEČA:**
  - Za večjo količino produkta je potrebno zmanjšati tlak ➡ ravnotežje se pomakne v smer tvorbe produktov.
  - Če tlak povečamo, je to neugodno za produkte, ravnotežje se pomakne v smer tvorbe reaktantov.
- **ČE SE VOLUMEN MED REAKCIJO ZMANJŠA:**
  - Ob povečanju tlaka dobimo v ravnotežju več produktov.
  - Zmanjšanje tlaka je neugodno za produkte.
- **ČE JE VOLUMEN MED REAKCIJO KONSTANTEN:**
  - Kadar se volumen pri reakciji ne spreminja, s spremembo tlaka ne moremo vplivati na položaj ravnotežja.

VPLIVI NA KEMIJSKO RAVNOTEŽJE

Le Chatelierovo načelo:

Če v sistemu, ki je v ravnotežju, spremenimo koncentracije reaktantov ali produktov, temperaturo ali tlak, se sistem na spremembo odzove tako, da preide v novo ravnotežno stanje.

VPLIVI NA KEMIJSKO RAVNOTEŽJE

VPLIV KATALIZATORJA:

- Katalizator je snov, ki vpliva na hitrost kemijske reakcije, na ravnotežje pa ne vpliva.
- Z uporabo katalizatorja dosežemo le, da se ravnotežje hitreje vzpostavi, na položaj ravnotežja pa ne vpliva (ne pomakne ravnotežja v eno ali drugo stran).