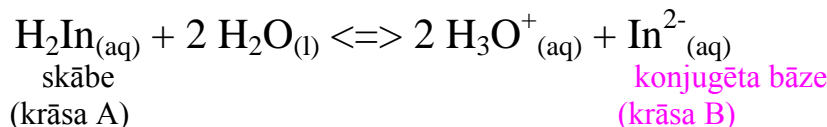


Skābes-Bāzes Indikatori fenolftaleīns, metiloranžs, metilsarkanais

Skābes - bāzes indikatori, zināmi kā pH indikatori, ir vielas, kuras maina krāsu no pH. Tās ir divvērtīgas vājas skābes vai bāzes, iesaistoties protolītiskā skābes-bāzes līdzsvarā, un veido divu veidu krāsainus jonus kā Brensteda-Laurī protolītiskais pāris.

Katrs indikators, kurš ir divvērtīga vāja skābe, aprakstāms ar formulu H_2In ir līdzsvarā, atbilstoši līdzsvara vienādojumam ar citādas krāsa bāzes molekulu In^{2-} :

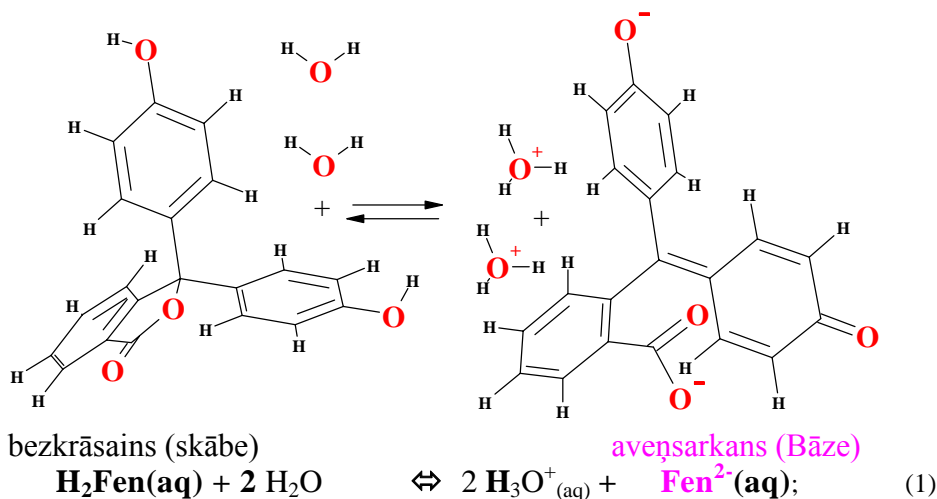


Skābe un tās konjugēta bāze ir atšķirīgās krāsās. Ar zemu pH vērtību H_3O^+ koncentrācija ir liela un līdzsvara stāvoklis novirzījies pa kreisi. Šķīdums ir nokrāsojies A krāsā.

Pie lielām pH vērtībām H_3O^+ koncentrācija ir maza, tā kā līdzsvara stāvoklis novirzījies pa labi un šķīdums iekrāsojas B krāsā.

Fenolftaleīns ir populārs indikatora piemērs, kurš izveido šāda veida līdzsvaru ūdens šķīdumos:

————— **bezkrāsains 8,9** **9,9 aveņšarkans** → pH



Fenolftaleīns ir (pdb versija) bezkrāsains, vāja skābe disociējot ūdenī veido aveņšarkanus anjonus. Skābā vidē līdzsvars ir novirzījies pa kreisi, un anjonu koncentrācija ir pārāk maza **aveņšarkanās** krāsas novērošanai. Turpretī sārmainā vidē līdzsvars ir novirzījies pa labi, un anjonu koncentrācija kļūst pietiekama **aveņšarkanās** krāsas novērošanai.

Mēs varam pielietot līdzsvara izteiksmi indikatora – vispārīgā veidā divvērtīgas vājas skābes indikatoram:

$$K_{Fen} = ([H_3O^+]^2 \cdot [Fen^{2-}]) / [H_2Fen] \text{ līdzsvara konstantes izteiksme.} \quad (2)$$

K_{Fen} ir zināma kā indikatora disociācijas konstante. Indikatora krāsas pāreja no A krāsas uz B krāsu vai otrādi pārejas punkts ir ekvivalences punkts ar vienādām koncentrācijām:

$$[H_2Fen] = [Fen^{2-}]$$

Tādā veidā no vienādojumiem 1 un 2 iegūstam vienkāršu izteiksmi: $K_{Fen} = [H_3O^+]^2 = 10^{-18.8}$;

$$pK_{Fen} = -\log(10^{-18.8}) = -(-18.8) = 18.8; \text{ pH} = -\log(\sqrt{[H_3O^+]^2}) = \frac{1}{2} \log(10^{-18.8}) = \frac{1}{2} 18.8 = 9.4. \quad (3)$$

Šķīduma pH krāsas pārejas punktā ir aprēķinātā pK_{Fen} vērtība, pie kuras pH vērtības puse no indikatora daudzuma atrodas vājas skābes formā un otra puse atrodas konjugētās bāzes formā.

Indikatora krāsas maiņas intervāls

Pie mazām pH vērtībām vājas skābes indikatori atrodas gandrīz pilnīgi skābes $[\text{H}_2\text{Fen}]$ formā, kuras krāsa dominē. Palielinoties pH bezkrāsas $[\text{H}_2\text{Fen}]$ ietekmi vidē pakāpeniski aizvieto krāsainā $[\text{Tim}^{2-}]$ forma un līdzsvars novirzās pa labi. Tā pēc $[\text{Fen}^{2-}]$ krāsas intensitāte palielinās. Fizioloģiski redzamības apstākļi noteiktas $[\text{H}_2\text{Fen}]$ krāsas izšķiršanai novērojami pie 10 kārtīga pārkuma virs konjugētās bāzes formas $[\text{Fen}^{2-}]$:

$$[\text{Fen}^{2-}] / [\text{H}_2\text{Fen}] = 10 ; \text{ un virs skābes formas } [\text{Fen}^{2-}] / [\text{H}_2\text{Fen}] = 1 / 10 = 0.1 \quad (4)$$

$$+K_{\text{Fen}} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \cdot [\text{Fen}^{2-}] / [\text{H}_2\text{Fen}] = 10^{-18.8} \cdot 10 = 10^{-19.8} ; +\text{pH}_{\text{Fen}} = 19.8 / 2 = 9.9 ;$$

$$-K_{\text{Fen}} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \cdot [\text{Fen}^{2-}] / [\text{H}_2\text{Fen}] = 10^{-18.8} \cdot 0.1 = 10^{-17.8} ; -\text{pH}_{\text{Fen}} = 17.8 / 2 = 8.9 ;$$

$$\text{pH} = -\log(\sqrt{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}) \pm 0.5 = \frac{1}{2} \log(10^{-18.8}) \pm 0.5 = \frac{1}{2} 18.8 \pm 0.5 = 9.4 \pm 0.5 \quad , \quad (5)$$

kura ir krāsas maiņas intervāls divvērtīgas vājas skābes-bāzes indikatoram ± 0.5 pH vienības.

Divvērtīgo skābju-bāzu indikatori ir vis efektīvākie ar $\pm 0,5$ pH vienību šauru krāsu maiņas intervāla izšķirtspēju. Divvērtīgu skābju-bāzu indikatoru intervālā ± 0.5 vidū ir pK_{In} vērtība: Lūdzu skatieties tabulā zemāk, piemēram, modelī pa kreisi skābes formā katrs indikators ar šķīduma krāsas maiņas punktu. Iesaistīto protonu H^+ skaits līdzsvaros 2 vai 1 protons timola zilam 1 un 2. Tabula pH indikatori

Indikators	Krāsa Skābe	Krāsa Bāze	pH krāsas maiņas pH intervāls punkts pK_{In} vai $\text{pK}_{\text{In}}/2$ $-\text{pH} < \text{pK}_{\text{In}} < +\text{pH}$	
			Timola zilais – 1. pK_{Tim1}	sarkans
Metiloranžs	sarkans	dzeltens	3.7	3.2 - 4.2
Bromkrezola zaļais	dzeltens	zils	4.7	4.2 - 5.2
Metilsarkanais	dzeltens	sarkans	5.1	4.6 - 5.6
Bromotimola zilais	dzeltens	zils	7.0	6.5 - 7.5
Fenolsarkanais	dzeltens	sarkans	7.9	7.4 - 8.4
Timola zilais – 2. pK_{Tim2}	dzeltens	zils	8.9	7.9 - 9.9
Fenolftaleīns	bezkrāsas	sarkans	9.4	8.9 - 9.9

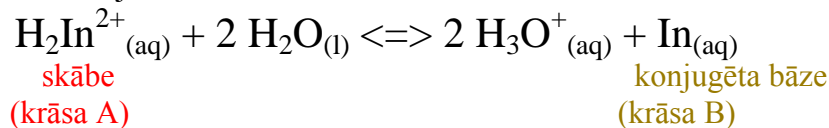
Universālais indikators ir indikatoru maisījums, kurš pakāpeniski graduāli maina krāsas pa solim 1 vai 0,5 pH vienība. Šķīduma pH vērtība var tikt identificēta ar soli 1 vai 0,5 pH vienības, ja dažus pilienus universālā indikatora iekaus pētāmajā šķīdumā.

Indikatorus lieto skābju-bāzu titrēšanas reakcijām lai identificētu ekvivalences punktu, kurā skābe ar bāzi ir izreaģējušas ekvivalentos daudzumos.

Skābes-Bāzes Indikatori metiloranžs, metilsarkanais

Skābes - bāzes indikatori, zināmi kā pH indikatori, ir vielas, kuras maina krāsu no pH. Tās ir divvērtīgas vājas skābes vai bāzes, iesaistoties protolītiskā skābes-bāzes līdzsvarā, un veido divu veidu krāsainus jonus kā Brensteda-Laurī protolītiskais pāris.

Katrs indikators, kurš ir divvērtīga vāja skābe, aprakstāms ar formulu H_2In^{2+} ir līdzsvarā, atbilstoši līdzsvara vienādojumam ar citādas krāsa bāzes molekulu In^- :

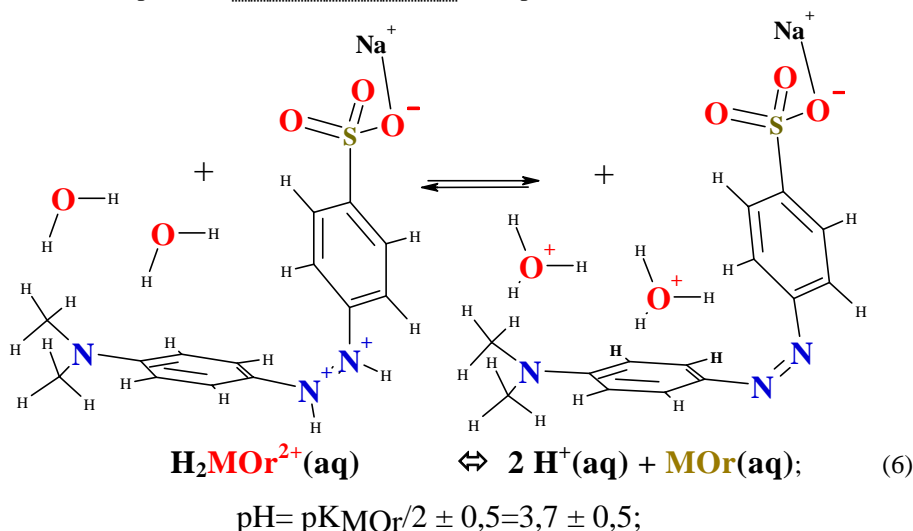


Skābe un tās konjugēta bāze ir atšķirīgās krāsās. Ar zemu pH vērtību H_3O^+ koncentrācija ir liela un līdzsvara stāvoklis novirzījies pa kreisi. Šķīdums ir nokrāsojies A krāsā.

Pie lielām pH vērtībām H_3O^+ koncentrācija ir maza, tā kā līdzsvara stāvoklis novirzījies pa labi un šķīdums iekrāsojas B krāsā.

Metiloranža indikatora piemērs parāda līdzsvara iestāšanos starp skābes formu un bāzes formu ūdens šķīdumā:

sarkans pH < 3,2 4,2 < pH dzeltens → pH



Metiloranža molekula ar protonētiem slāpekļa atomiem ir **sarkana** vāja divvērtīga skābe, kura disociējot ūdenī veido neitrālas **oranžas molekulas**. Skābos vides apstākļos līdzsvars ir novirzījies pa kreisi, un neitrālo molekulu koncentrācija ir pārāk maza **oranžās** krāsas novērošanai. Tomēr neitrālā un sārmainā vidē līdzsvars ir novirzījies pa labi, un neitrālu molekulu koncentrācija kļūst nozīmīga **oranžās** krāsas novērošanai.

Mēs varam pielietot līdzsvara izteiksmi indikatora – vispārīgā veidā divvērtīgas vājas skābes indikatoram:

$$K_{MOR} = ([H_3O^+]^2 \cdot [MOR^-]) / [H_2MOR^{2+}] \text{ līdzsvara konstantes izteiksme.} \quad (7)$$

K_{MOR} ir zināma kā indikatora disociācijas konstante. Indikatora krāsas pāreja no A krāsas uz B krāsu vai otrādi pārejas punkts ir ekvivalences punkts ar vienādām koncentrācijām:

$$[MOR^-] = [H_2MOR^{2+}]$$

Tādā veidā no vienādojumiem 6 un 7 iegūstam vienkāršu izteiksmi: $K_{MOR} = [H_3O^+]^2 = 3,98 \cdot 10^{-8}$; $pK_{MOR} = -\log(10^{-7,4}) = -(-7,4) = 7,4$; $pH = -\log(\sqrt{H_3O^+}) = \frac{1}{2} \log(10^{-7,4}) = \frac{1}{2} 7,4 = 3,7$. (8)

Šķīduma pH krāsas pārejas punktā ir aprēķinātā pK_{MOR} vērtība, pie kuras pH vērtības puse no indikatora daudzuma atrodas vājas skābes formā un otra puse atrodas konjugētās bāzes formā.

Indikatora krāsas maiņas intervāls

Pie mazām pH vērtībām vājas skābes indikatori atrodas gandrīz pilnīgi skābes $[\text{H}_2\text{MOR}^{2+}]$ formā, kuras krāsa dominē. Palielinoties pH krāsas $[\text{H}_2\text{MOR}^{2+}]$ ietekmi vidē pakāpeniski aizvieto krāsainā $[\text{Tim}^{2-}]$ forma un līdzsvars novirzās pa labi. Tā pēc $[\text{MOR}]$ krāsas intensitāte palielinās. Fizioloģiski redzamības apstākļi noteiktas $[\text{H}_2\text{MOR}^{2+}]$ krāsas izšķiršanai novērojami pie 10 kārtīga pārkuma virs konjugētās bāzes formas $[\text{MOR}]$:

$$[\text{MOR}] / [\text{H}_2\text{MOR}^{2+}] = 10 ; \text{ un virs skābes formas } [\text{MOR}] / [\text{H}_2\text{MOR}^{2+}] = 1 / 10 = 0.1 \quad (9)$$

$$+K_{\text{MOR}} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \cdot [\text{MOR}] / [\text{H}_2\text{MOR}^{2+}] = 10^{-7.4} \cdot 10 = 10^{-8.4} ; + \text{pH}_{\text{MOR}} = 8.4 / 2 = 4.2 ;$$

$$-K_{\text{MOR}} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \cdot [\text{MOR}] / [\text{H}_2\text{MOR}^{2+}] = 10^{-7.4} \cdot 0.1 = 10^{-6.4} ; - \text{pH}_{\text{MOR}} = 6.4 / 2 = 3.2 ;$$

$$\text{pH} = -\log(\sqrt{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}) \pm 0.5 = \frac{1}{2} \log(10^{-7.4}) \pm 0.5 = \frac{1}{2} 7.4 \pm 0.5 = 3.7 \pm 0.5 \quad , \quad (10)$$

kura ir krāsas maiņas intervāls divvērtīgas vājas skābes-bāzes indikatoram ± 0.5 pH vienības.

Divvērtīgo skābju-bāzu indikatori ir vis efektīvākie ar $\pm 0,5$ pH vienību šauru krāsu maiņas intervāla izšķirtspēju. Divvērtīgu skābju-bāzu indikatoru intervālā ± 0.5 vidū ir pK_{In} vērtība: Lūdzu skatieties tabulā zemāk, piemēram, modelī pa kreisi skābes formā katrs indikators ar šķīduma krāsas maiņas punktu. Iesaistīto protonu H^+ skaits līdzsvaros 2 vai 1 protonu timola zilam 1 un 2. Tabula pH indikatori

Indikators	Krāsa	Krāsa	pH krāsas maiņas intervāls	
			punkts pK_{In} vai $\text{pK}_{\text{In}}/2$	$-\text{pH} < \text{pK}_{\text{In}} < +\text{pH}$
	Skābe	Bāze		
Timola zilais – 1. pK_{Tim1}	sarkans	dzeltens	1.7	0.7 - 2.7
Metiloranžs	sarkans	dzeltens	3.7	3.2 - 4.2
Bromkrezola zaļais	dzeltens	zils	4.7	4.2 - 5.2
Metilsarkanais	dzeltens	sarkans	5.1	4.6 - 5.6
Bromotimola zilais	dzeltens	zils	7.0	6.5 - 7.5
Fenolsarkanais	dzeltens	sarkans	7.9	7.4 - 8.4
Timola zilais – 2. pK_{Tim2}	dzeltens	zils	8.9	7.9 - 9.9
Fenolftaleīns	bezkrāsas	veņšsarkans	9.4	8.9 - 9.9

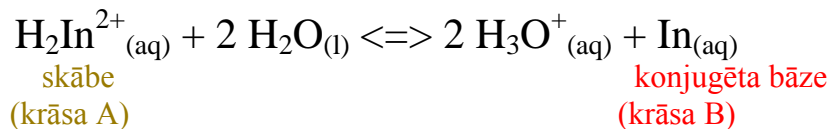
Universālais indikators ir indikatoru maisījums, kurš pakāpeniski graduāli maina krāsas pa solim 1 vai 0,5 pH vienība. Šķīduma pH vērtība var tikt identificēta ar soli 1 vai 0,5 pH vienības, ja dažus pilienus universālā indikatora iekaus pētāmajā šķīdumā.

Indikatorus lieto skābju-bāzu titrēšanas reakcijām lai identificētu ekvivalences punktu, kurā skābe ar bāzi ir izreaģējušas ekvivalentos daudzumos.

Skābes-Bāzes Indikatori metilsarkanais

Skābes - bāzes indikatori, zināmi kā pH indikatori, ir vielas, kuras maina krāsu no pH. Tās ir divvērtīgas vājas skābes vai bāzes, iesaistoties protolītiskā skābes-bāzes līdzsvarā, un veido divu veidu krāsainus jonus kā Brensteda-Lauri protolītiskais pāris.

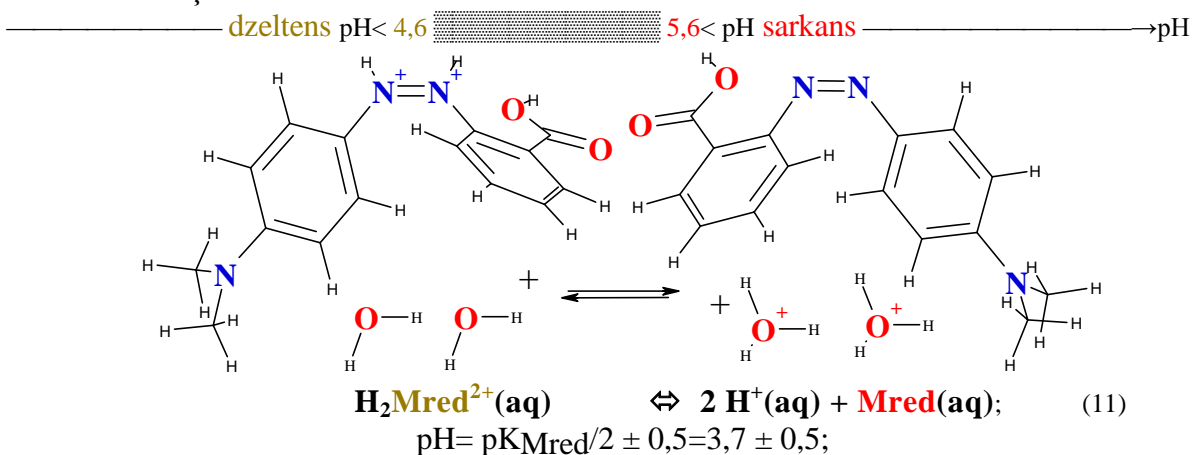
Katrs indikators, kurš ir divvērtīga vāja skābe, aprakstāms ar formulu H_2In^{2+} ir līdzsvarā, atbilstoši līdzsvara vienādojumam ar citādas krāsa bāzes molekulu In :



Skābe un tās konjugēta bāze ir atšķirīgās krāsās. Ar zemu pH vērtību H_3O^+ koncentrācija ir liela un līdzsvara stāvoklis novirzījies pa kreisi. Šķīdums ir nokrāsojies A krāsā.

Pie lielām pH vērtībām H_3O^+ koncentrācija ir maza, tā kā līdzsvara stāvoklis novirzījies pa labi un šķīdums iekrāsojas B krāsā.

Metilsarkanā indikatora piemērs parāda līdzsvara iestāšanos starp skābes formu un bāzes formu ūdens šķīdumā:



Metilsarkanā molekula ar protonētie slāpekļa atomi ir dzeltena vāja divvērtīga skābe, kura disociējot ūdenī veido neitrālas sarkanas molekulas. Skābos vides apstākļos līdzsvars ir novirzījies pa kreisi, un neitrālo molekulu koncentrācija ir pārāk maza sarkanās krāsas novērošanai. Tomēr neitrālā un sārmainā vidē līdzsvars ir novirzījies pa labi, un neitrālu molekulu koncentrācija kļūst nozīmīga sarkanās krāsas novērošanai.

Mēs varam pielietot līdzsvara izteiksmi indikatora – vispārīgā veidā divvērtīgas vājas skābes indikatoram:

$$K_{Mred} = ([H_3O^+]^2 \cdot [Mred]) / [H_2Mred^{2+}] \text{ līdzsvara konstantes izteiksme.} \quad (12)$$

K_{Mred} ir zināma kā indikatora disociācijas konstante. Indikatora krāsas pāreja no A krāsas uz B krāsu vai otrādi pārejas punkts ir ekvivalences punkts ar vienādām koncentrācijām:

$$[Mred] = [H_2Mred^{2+}]$$

Tādā veidā no vienādojumiem 11 un 12 iegūstam vienkāršu izteiksmi: $K_{Mred} = [H_3O^+]^2 = 10^{-10,2}$; $pK_{Mred} = -\log(10^{-10,2}) = -(-10,2) = 5,1$; $pH = -\log(\sqrt{H_3O^+}) = \frac{1}{2} \log(10^{-10,2}) = \frac{1}{2} 10,2 = 5,1$. (13)

Šķīduma pH krāsas pārejas punktā ir aprēķinātā pK_{Mred} vērtība, pie kuras pH vērtības puse no indikatora daudzuma atrodas vājas skābes formā un otra puse atrodas konjugētās bāzes formā.

Indikatora krāsas maiņas intervāls

Pie mazām pH vērtībām vājas skābes indikatori atrodas gandrīz pilnīgi skābes $[\text{H}_2\text{Mred}^{2+}]$ formā, kuras krāsa dominē. Palielinoties pH krāsas $[\text{H}_2\text{Mred}^{2+}]$ ietekmi vidē pakāpeniski aizvieto krāsainā $[\text{Mred}]$ forma un līdzsvars novirzās pa labi. Tā pēc $[\text{Mred}]$ krāsas intensitāte palielinās. Fizioloģiski redzamības apstākļi noteiktas $[\text{H}_2\text{Mred}^{2+}]$ krāsas izšķiršanai novērojami pie 10 kārtīga pārkuma virs konjugētās bāzes formas $[\text{Mred}]$:

$$[\text{Mred}]/[\text{H}_2\text{Mred}^{2+}]=10 ; \text{ un virs skābes formas } [\text{Mred}] / [\text{H}_2\text{Mred}^{2+}] = 1 / 10 = 0.1 \quad (14)$$

$$+K_{\text{MO}r} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \cdot [\text{Mred}] / [\text{H}_2\text{Mred}^{2+}] = 10^{-10.2} \cdot 10 = 10^{-9.2} ; + \text{pH}_{\text{MO}r} = 9.2 / 2 = 4.6 ;$$

$$- K_{\text{MO}r} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \cdot [\text{Mred}] / [\text{H}_2\text{Mred}^{2+}] = 10^{-10.2} \cdot 0.1 = 10^{-11.2} ; - \text{pH}_{\text{MO}r} = 11.2 / 2 = 5.5 ;$$

$$\text{pH} = -\log(\sqrt{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}) \pm 0.5 = \frac{1}{2} \log(10^{-10.2}) \pm 0.5 = \frac{1}{2} 10.2 \pm 0.5 = 5.1 \pm 0.5 \quad , \quad (15)$$

kura ir krāsas maiņas intervāls divvērtīgas vājas skābes-bāzes indikatoram ± 0.5 pH vienības.

Divvērtīgo skābju-bāzu indikatori ir vis efektīvākie ar $\pm 0,5$ pH vienību šauru krāsu maiņas intervāla izšķirtspēju. Divvērtīgu skābju-bāzu indikatoru intervālā ± 0.5 vidū ir pK_{In} vērtība: Lūdzu skatieties tabulā zemāk, piemēram, modelī pa kreisi skābes formā katrs indikators ar šķīduma krāsas maiņas punktu. Iesaistīto protonu H^+ skaits līdzsvaros 2 vai 1 protons timola zilam 1 un 2. Tabula pH indikatori

Indikators	Krāsa	Krāsa	pH krāsas maiņas intervāls	
			punkts pK_{In} vai $\text{pK}_{\text{In}}/2$	$-\text{pH} < \text{pK}_{\text{In}} < +\text{pH}$
<u>Timola zilais – 1. $\text{pK}_{\text{Tim}1}$</u>	Skābe	Bāze	1.7	0.7 - 2.7
<u>Metiloranžs</u>	sarkans	dzeltens	3.7	3.2 - 4.2
<u>Bromkrezola zaļais</u>	dzeltens	zils	4.7	4.2 - 5.2
<u>Metilsarkanais</u>	dzeltens	sarkans	5.1	4.6 - 5.6
<u>Bromotimola zilais</u>	dzeltens	zils	7.0	6.5 - 7.5
<u>Fenolsarkanais</u>	dzeltens	sarkans	7.9	7.4 - 8.4
<u>Timola zilais – 2. $\text{pK}_{\text{Tim}2}$</u>	dzeltens	zils	8.9	7.9 - 9.9
<u>Fenolftaleīns</u>	bezkrāsas	veņšsarkans	9.4	8.9 - 9.9

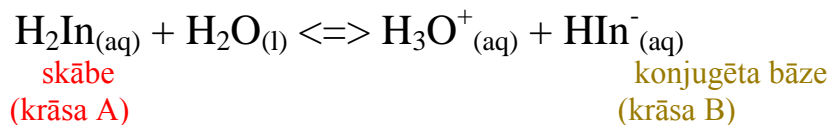
Universālais indikators ir indikatoru maisījums, kurš pakāpeniski graduāli maina krāsas pa solim 1 vai 0,5 pH vienība. Šķīduma pH vērtība var tikt identificēta ar soli 1 vai 0,5 pH vienības, ja dažus pilienus universālā indikatora iekaus pētāmajā šķīdumā.

Indikatorus lieto skābju-bāzu titrēšanas reakcijām lai identificētu ekvivalences punktu, kurā skābe ar bāzi ir izreaģējušas ekvivalentos daudzumos.

Skābes-Bāzes Indikatori timola zilais 1,5, timola zilais 8,9

Skābes - bāzes indikatori, zināmi kā pH indikatori, ir vielas, kuras maina krāsu no pH. Tās ir divvērtīgas vājas skābes vai bāzes, iesaistoties protolītiskā skābes-bāzes līdzsvarā, un veido divu veidu krāsainus jonus kā Brensteda-Laurī protolītiskais pāris.

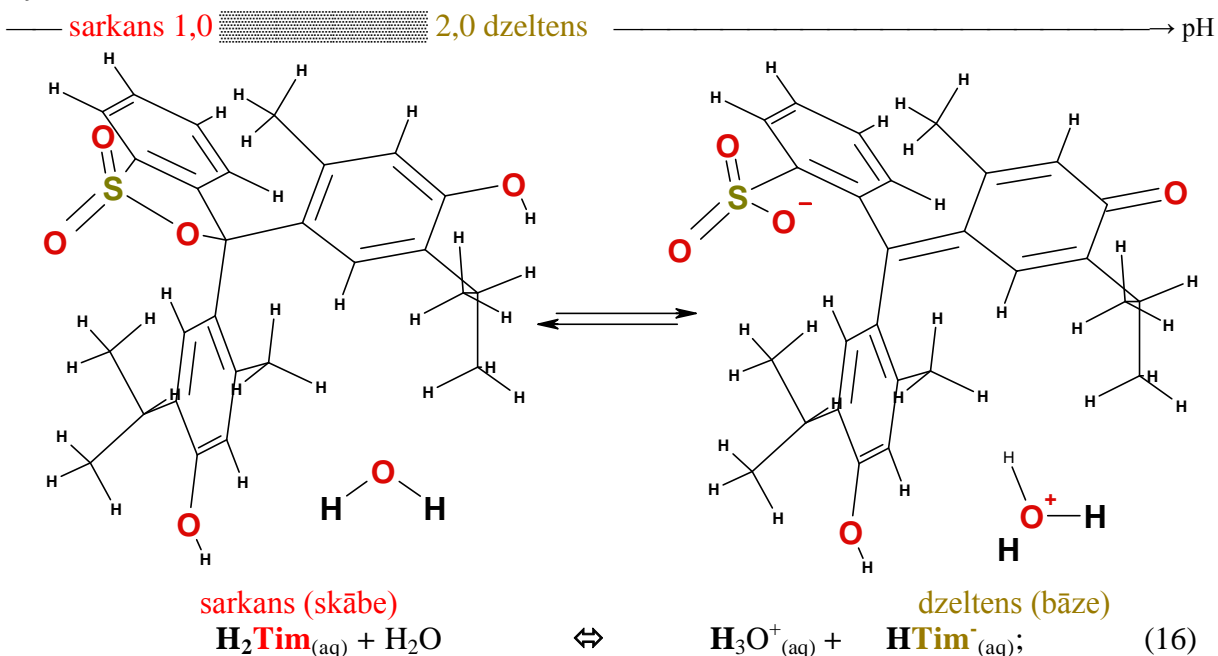
Katrs indikators, kurš ir divvērtīga vāja skābe, aprakstāms ar formulu H_2In ir līdzsvarā, atbilstoši līdzsvara vienādojumam ar citādas krāsa bāzes molekulu HIn^- :



Skābe un tās konjugēta bāze ir atšķirīgās krāsās. Ar zemu pH vērtību H_3O^+ koncentrācija ir liela un līdzsvara stāvoklis novirzījies pa kreisi. Šķīdums ir nokrāsojies A krāsā.

Pie lielām pH vērtībām H_3O^+ koncentrācija ir maza, tā kā līdzsvara stāvoklis novirzījies pa labi un šķīdums iekrāsojas B krāsā.

Timola zilais 1,5 ir populārs indikatora piemērs, kurš izveido šāda veida līdzsvaru ūdens šķīdumos:



Timola zilais 1,5 ir (pdb versija) sarkana vāja skābe disociējot ūdenī veido dzeltenus anjonus. Skābā vidē līdzsvars ir novirzījies pa kreisi, un anjonu koncentrācija ir pārāk maza dzeltenās krāsas novērošanai. Turpretī sārmainā vidē līdzsvars ir novirzījies pa labi, un anjonu koncentrācija kļūst pietiekama dzeltenās krāsas novērošanai.

Mēs varam pielietot līdzsvara izteiksmi indikatora – vispārīgā veidā divvērtīgas vājas skābes indikatoram:

$$K_{Tim1} = ([H_3O^+] \cdot [HTim^-]) / [H_2Tim]$$

līdzsvara konstantes izteiksme. (17)

K_{Tim} ir zināma kā indikatora disociācijas konstante. Indikatora krāsas pāreja no A krāsas uz B krāsu vai otrādi pārejas punkts ir ekvivalences punkts ar vienādām koncentrācijām:

$$[H_2Tim] = [HTim^-]$$

Tādā veidā no vienādojumiem 1 un 2 iegūstam vienkāršu izteiksmi: $K_{Tim1} = [H_3O^+] = 10^{-1,7}$;

$$pK_{Tim1} = -\log(10^{-1,7}) = -(-1,7) = 1,7; \quad pH = -\log([H_3O^+]) = -\log(10^{-1,7}) = -(-1,7) = 1,7. \quad (18)$$

Šķīduma pH krāsas pārejas punktā ir aprēķinātā pK_{Tim} vērtība, pie kuras pH vērtības puse no indikatora daudzuma atrodas vājas skābes formā un otra puse atrodas konjugētās bāzes formā.

Indikatora krāsas maiņas intervāls

Pie mazām pH vērtībām vājas skābes indikatori atrodas gandrīz pilnīgi skābes $[\text{H}_2\text{Tim}]$ formā, kuras krāsa dominē. Palielinoties pH bezkrāsas $[\text{H}_2\text{Tim}]$ ietekmi vidē pakāpeniski aizvieto krāsainā $[\text{HTim}^-]$ forma un līdzsvars novirzās pa labi. Tā pēc $[\text{HTim}^-]$ krāsas intensitāte palielinās. Fizioloģiski redzamības apstākļi noteiktas $[\text{H}_2\text{Tim}]$ krāsas izšķiršanai novērojami pie 10 kārtīga pārkuma virs konjugētās bāzes formas $[\text{HTim}^-]$:

$$[\text{HTim}^-] / [\text{H}_2\text{Tim}] = 10 ; \text{ un virs skābes formas } [\text{HTim}^-] / [\text{H}_2\text{Tim}] = 1 / 10 = 0.1 \quad (19)$$

$$+K_{\text{Tim}1} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HTim}^-] / [\text{H}_2\text{Tim}] = 10^{-1.7} \cdot 10 = 10^{-0.7} ; +\text{pH}_{\text{Tim}1} = 1.7 - 1 = 0.7 ;$$

$$-K_{\text{Tim}1} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HTim}^-] / [\text{H}_2\text{Tim}] = 10^{-1.7} \cdot 0.1 = 10^{-2.7} ; -\text{pH}_{\text{Tim}1} = 1.7 + 1 = 2.7 ;$$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) \pm 1 = -\log(10^{-1.7}) \pm 1 = -(-1.7) \pm 1 = 1.7 \pm 1 \quad , \quad (20)$$

kura ir krāsas maiņas intervāls divvērtīgas vājas skābes-bāzes indikatoram ± 1 pH vienības.

Divvērtīgo skābju-bāzu indikatori ir vis efektīvākie ar ± 1 pH vienību šauru krāsu maiņas intervāla izšķirtspēju. Divvērtīgu skābju-bāzu indikatoru intervālā ± 1 vidū ir pK_{In} vērtība:

Lūdzu skatieties tabulā zemāk, piemēram, modelī pa kreisi skābes formā katrs indikators ar šķīduma krāsas maiņas punktu. Iesaistīto protonu H^+ skaits līdzsvaros 2

vai 1 protons timola zilam 1 un 2. Tabula pH indikatori

Indikators	Krāsa	Krāsa	pH krāsas maiņas pH intervāls	
			punkts pK_{In} vai $\text{pK}_{\text{In}}/2$	$-\text{pH} < \text{pK}_{\text{In}} < +\text{pH}$
	Skābe	Bāze		
Timola zilais – 1. $\text{pK}_{\text{Tim}1}$	sarkans	dzeltens	1.7	0.7 - 2.7
Metiloranžs	sarkans	dzeltens	3.7	3.2 - 4.2
Bromkrezola zaļais	dzeltens	zils	4.7	4.2 - 5.2
Metilsarkanais	dzeltens	sarkans	5.1	4.6 - 5.6
Bromotimola zilais	dzeltens	zils	7.0	6.5 - 7.5
Fenolsarkanais	dzeltens	sarkans	7.9	7.4 - 8.4
Timola zilais – 2. $\text{pK}_{\text{Tim}2}$	dzeltens	zils	8.9	7.9 - 9.9
Fenolftaleīns	bezkrāsas	sarkans	9.4	8.9 - 9.9

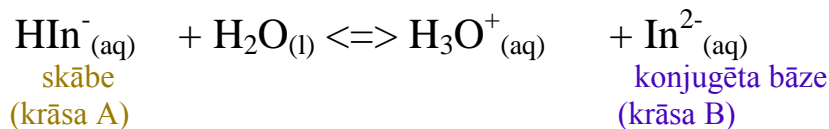
Universālais indikators ir indikatoru maisījums, kurš pakāpeniski graduāli maina krāsas pa solim 1 vai 0,5 pH vienība. Šķīduma pH vērtība var tikt identificēta ar soli 1 vai 0,5 pH vienības, ja dažus pilienus universālā indikatora iekaus pētāmajā šķīdumā.

Indikatorus lieto skābju-bāzu titrēšanas reakcijām lai identificētu ekvivalences punktu, kurā skābe ar bāzi ir izreaģējušas ekvivalentos daudzumos.

Skābes-Bāzes Indikatori timola zilais 8,9

Skābes - bāzes indikatori, zināmi kā pH indikatori, ir vielas, kuras maina krāsu no pH. Tās ir divvērtīgas vājas skābes vai bāzes, iesaistoties protolītiskā skābes-bāzes līdzsvarā, un veido divu veidu krāsainus jonus kā Brensteda-Lauri protolītiskais pāris.

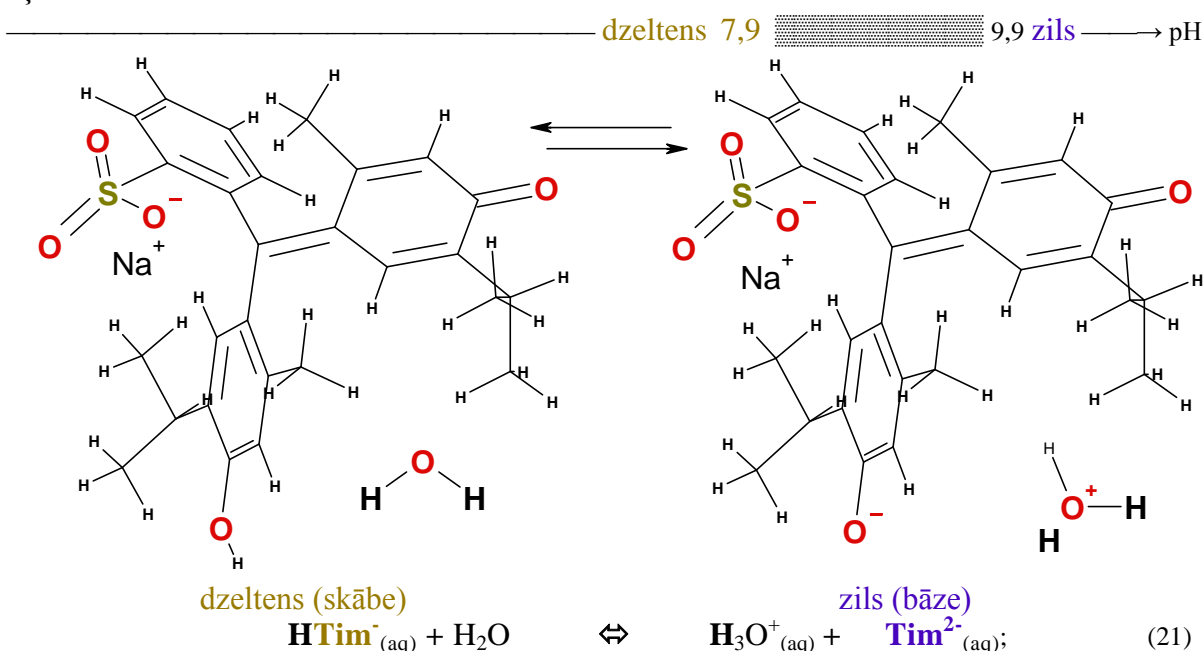
Katrs indikators, kurš ir divvērtīga vāja skābe, aprakstāms ar formulu HIn^- : ir līdzsvarā, atbilstoši līdzsvara vienādojumam ar citādas krāsa bāzes molekulu In^{2-} :



Skābe un tās konjugēta bāze ir atšķirīgās krāsās. Ar zemu pH vērtību H_3O^+ koncentrācija ir liela un līdzsvara stāvoklis novirzījies pa kreisi. Šķīdums ir nokrāsojies A krāsā.

Pie lielām pH vērtībām H_3O^+ koncentrācija ir maza, tā kā līdzsvara stāvoklis novirzījies pa labi un šķīdums iekrāsojas B krāsā.

Timola zilais 1,5 ir populārs indikatora piemērs, kurš izveido šāda veida līdzsvaru ūdens šķīdumos:



Timola zilais 8,9 ir (pdb versija) dzeltena vāja skābe disociējot ūdenī veido zilus anjonus. Skābā vidē līdzsvars ir novirzījies pa kreisi, un anjonu koncentrācija ir pārāk maza zilās krāsas novērošanai. Turpretī sārmainā vidē līdzsvars ir novirzījies pa labi, un anjonu koncentrācija kļūst pietiekama zilās krāsas novērošanai.

Mēs varam pielietot līdzsvara izteiksmi indikatora – vispārīgā veidā divvērtīgas vājas skābes indikatoram:

$$K_{\text{Tim1}} = ([\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Tim}^{2-}]) / [\text{HTim}^-] \text{ līdzsvara konstantes izteiksme. } (17)$$

K_{Tim} ir zināma kā indikatora disociācijas konstante. Indikatora krāsas pāreja no A krāsas uz B krāsu vai otrādi pārejas punkts ir ekvivalences punkts ar vienādām koncentrācijām:

$$[\text{HTim}^-] = [\text{Tim}^{2-}]$$

Tādā veidā no vienādojumiem 1 un 2 iegūstam vienkāršu izteiksmi: $K_{\text{Tim1}} = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8,9}$;

$$\text{p}K_{\text{Tim1}} = -\log(10^{-8,9}) = -(-8,9) = 8,9; \text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(10^{-8,9}) = -(-8,9) = 8,9. \quad (18)$$

Šķīduma pH krāsas pārejas punktā ir aprēķinātā $\text{p}K_{\text{Tim}}$ vērtība, pie kuras pH vērtības puse no indikatora daudzuma atrodas vājas skābes formā un otra puse atrodas konjugētās bāzes formā.

Indikatora krāsas maiņas intervāls

Pie mazām pH vērtībām vājas skābes indikatori atrodas gandrīz pilnīgi skābes [**HTim⁻**] formā, kuras krāsa dominē. Palielinoties pH bezkrāsas [**HTim⁻**] ietekmi vidē pakāpeniski aizvieto krāsainā [**Tim²⁻**] forma un līdzsvars novirzās pa labi. Tā pēc [**Tim²⁻**] krāsas intensitāte palielinās. Fizioloģiski redzamības apstākļi noteiktas [**HTim⁻**] krāsas izšķiršanai novērojami pie 10 kārtīga pārkuma virs konjugētās bāzes formas [**Tim²⁻**]:

$$[\text{Tim}^{2-}] / [\text{H}_2\text{Tim}] = 10 ; \text{ un virs skābes formas } [\text{Tim}^{2-}] / [\text{HTim}^-] = 1 / 10 = 0.1 \quad (19)$$

$$+K_{\text{Tim}1} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Tim}^{2-}] / [\text{HTim}^-] = 10^{-8,9} \cdot 10 = 10^{7,9} ; +\text{pH}_{\text{Tim}1} = 8,9-1 = 7,9 ;$$

$$-K_{\text{Tim}1} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Tim}^{2-}] / [\text{HTim}^-] = 10^{-8,9} \cdot 0.1 = 10^{-9,9} ; -\text{pH}_{\text{Tim}1} = 8,9 +1 = 9,9 ;$$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) \pm 1 = -\log(10^{-8,9}) \pm 1 = -(-8,9) \pm 1 = 8,9 \pm 1 \quad , \quad (20)$$

kura ir krāsas maiņas intervāls divvērtīgas vājas skābes-bāzes indikatoram ± 1 pH vienības.

Divvērtīgo skābju-bāzu indikatori ir vis efektīvākie ar ± 1 pH vienību šauru krāsu maiņas intervāla izšķirtspēju. Divvērtīgu skābju-bāzu indikatoru intervālā ± 1 vidū ir pK_{In} vērtība:

Lūdzu skatieties tabulā zemāk, piemēram, modelī pa kreisi skābes formā katrs indikators ar šķīduma krāsas maiņas punktu. Iesaistīto protonu H^+ skaits līdzsvaros 2

vai 1 protons timola zilam 1 un 2. Tabula pH indikatori

Indikators	Krāsa	Krāsa	pH krāsas maiņas pH intervāls	
			punkts pK_{In} vai $\text{pK}_{\text{In}}/2$	$-\text{pH} < \text{pK}_{\text{In}} < +\text{pH}$
	Skābe	Bāze		
Timola zilais – 1. $\text{pK}_{\text{Tim}1}$	sarkans	dzeltens	1.7	0.7 - 2.7
Metiloranžs	sarkans	dzeltens	3.7	3.2 - 4.2
Bromkrezola zaļais	dzeltens	zils	4.7	4.2 - 5.2
Metilsarkanais	dzeltens	sarkans	5.1	4.6 - 5.6
Bromotimola zilais	dzeltens	zils	7.0	6.5 - 7.5
Fenolsarkanais	dzeltens	sarkans	7.9	7.4 - 8.4
Timola zilais – 2. $\text{pK}_{\text{Tim}2}$	dzeltens	zils	8.9	7.9 - 9.9
Fenolftaleīns	bezkrāsas	sarkans	9.4	8.9 - 9.9

Universālais indikators ir indikatoru maisījums, kurš pakāpeniski graduāli maina krāsas pa solim 1 vai 0,5 pH vienība. Šķīduma pH vērtība var tikt identificēta ar soli 1 vai 0,5 pH vienības, ja dažus pilienus universālā indikatora iekaus pētāmajā šķīdumā.

Indikatorus lieto skābju-bāzu titrēšanas reakcijām lai identificētu ekvivalences punktu, kurā skābe ar bāzi ir izreaģējušas ekvivalentos daudzumos.