

<b>Esperimentazioa Kimikan</b>	<b>19. Praktika Indikatzaileak.</b>	<b>E.U.P./U.E.P. Donostia</b>
------------------------------------	---	-----------------------------------

**Materiala**

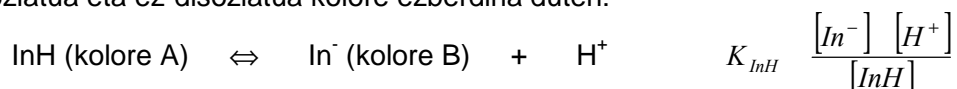
Prezipitatu-ontziak  
Erloju-beirak  
Hagatxo irabiagailua  
Balantza  
Tanten saiakera plakak

**Erreaktiboak**

Fenolftaleina  
Metilo laranja  
Metilo horia  
Bromotimol-urdina  
Timol-urdina  
Etanol  
Ur destilatua  
Sodio hidroxido  
Azido klorhidriko  
Azido azetiko  
Amonio hidroxido  
Sodio kloruro  
Amonio kloruro  
Sodio azetato  
Amonio azetato

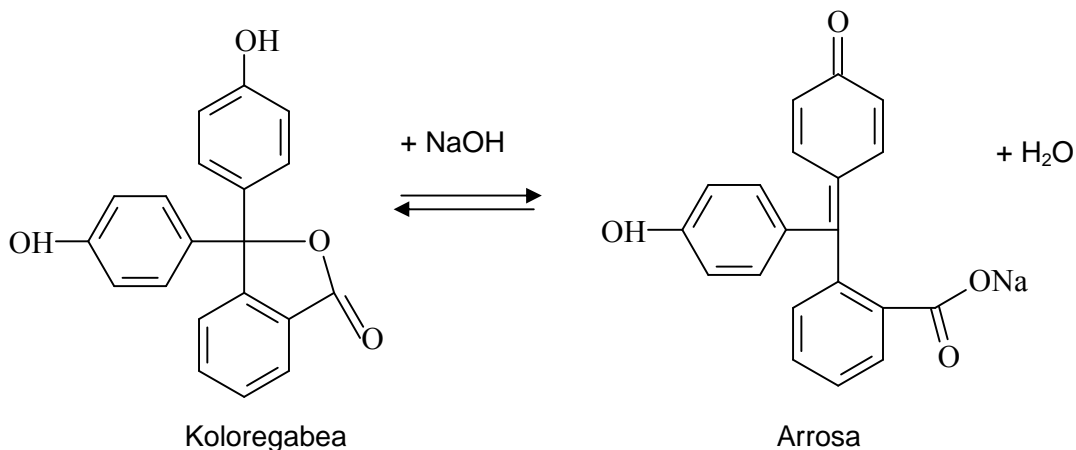
Praktika honen helburua balorazioetan erabiliko diren indikatzaileen erabilerarekin trebatzea da.

Indikatzaileak, joera azidoa ala basikoa duten konposatu organikoak dira, non era disoziatua eta ez-disoziatua kolore ezberdina duten:



Ingurunearen pH-aren arabera aurreko oreka kolore baterantz edo besterantz desplazatua egongo da. Beraz ingurunearen pH-aren arabera kolorea aldatu dezakete.

Adibidez fenolftaleina indikatzailea:



Esperimentazioa Kimikan	19. Praktika Indikatzaileak.	E.U.P./U.E.P. Donostia
<p>Fenoftaleinaren molekula gehienak InH eran baldin badaude, disoluzioa koloregabea izango da, aldiz gehienak In<sup>-</sup> eran badaude disoluzioak kolore arrosa edukiko du.</p> <p>Disoluzio azido bati, hau da [H<sup>+</sup>] handia izango da, indikatzaile bat gehitzen badiogu, aurreko oreka ← desplazatuko da, A kolorea antzemango dugularik.</p> <p>Disoluzio basiko bati indikatzaile bat botatzen badiogu, disoluzioan dauden OH<sup>-</sup> taldeak indikatzailearen H<sup>+</sup> -ekin erreakzionatuko dute eta oreka → desplazatuko da, B kolorea antzemango dugularik.</p> <p>Begi-bistaz kolore bat edo bestea ondorengo erlazioaren arabera antzeman daiteke:</p> $\frac{[In^-]}{[InH]} \geq 10 \text{ disoluzioak B kolorea izango du}$ $\frac{[In^-]}{[InH]} \leq 0.1 \text{ disoluzioak A kolorea izango du}$ $0.1 \leq \frac{[In^-]}{[InH]} \leq 10 \text{ izanez gero bi koloreen nahaste bat izango dugu}$ <p>Tarte horri indikatzailearen biraketa tarte deitzen zaio.</p> <p>Indikatzaile baten biraketa tarte honela kalkula daiteke:</p> $\frac{[In^-]}{[InH]} = \frac{K_{InH}}{[H^+]}$ $0.1 = \frac{K_{InH}}{[H^+]}$ $\log 0.1 = \log \left[ \frac{K_{InH}}{[H^+]} \right] = \log K_{InH} - \log [H^+] = \log K_{InH} + pH$		

<b>Esperimentazioa Kimikan</b>	<b>19. Praktika Indikatzaileak.</b>	<b>E.U.P./U.E.P. Donostia</b>
------------------------------------	---	-----------------------------------

$$-1 = \log K_{InH} + pH$$

$$pH = - \log K_{InH} - 1$$

$$\underline{pH = pK_{InH} - 1}$$

$$10 = \frac{K_{InH}}{[H^+]}$$

$$\log 10 = \log \left[ \frac{K_{InH}}{[H^+]} \right] = \log K_{InH} - \log [H^+] = \log K_{InH} + pH$$

$$1 = \log K_{InH} + pH$$

$$pH = - \log K_{InH} + 1$$

$$\underline{pH = pK_{InH} + 1}$$

Indikatzaile bat, kolore aldaketa gertatzen deneko zonaldearen pH-a determinatzeko gai da bakarrik. Indikatzaile bat ongi erabiltzeko, balorazio baten ekibalentzia-puntua indikatzailearen biraketa tartearen barnean egon behar du.

Ondorengo taulan indikatzaile batzuen biraketa-tarteak eta kolore-aldaketak adierazten dira.

Indikatzailea	Biraketa-tartea	H <sup>+</sup> inguruneko kolorea	OH <sup>-</sup> inguruneko kolorea
Timol-urdina	1.2-2.8	Gorria	Horia
Metilo horia	2.9-4.0	Gorria	Horia
Metilo laranja	3.1-4.4	Gorria	Laranja
Kongo gorria	3.0-5.0	Bioleta	Gorria
Metilo gorria	4.2-6.3	Gorria	Horia
Bromotimol-urdina	6.0-7.6	Horia	Urdina
Fenolftaleina	8.3.-10.0	Koloregabea	Gorria

**Indikatzaile unibertsalak**, indikatzaile ezberdinen nahasteaz eratuak daude. Kolore ezberdinak dituzte pH ezberdinaren arabera.

<b>Esperimentazioa Kimikan</b>	<b>19. Praktika Indikatzaileak.</b>	<b>E.U.P./U.E.P. Donostia</b>
<p><b>Alde esperimentalak</b></p> <p><b>a)</b> Fenoftaleina indikatzailearen prestaketa.</p> <p>1 g fenoftaleina 50 mL etanoletan disolbatu eta ondoren 50 mL ura gehitu.</p> <p><b>b)</b> Indikatzaile unibertsal baten prestaketa.</p> <p>0.1 g de fenoftaleina, 0.2 g metilo gorria, 0.3 g metilo horia, 0.4 g bromotimol-urdina eta 0.5 g timol-urdina 500 mL etanoletan disolbatu, eta ondoren kolore horia duen disoluzioa lortu arte nahiko sodio hidroxido gehitu.</p> <p>Kolore aldaketak ondorengo pH hauetan gertatzen dira: pH 2 gorria, pH 4 laranja, pH 6 horia, pH 8 berdea eta pH 10 urdina.</p> <p><b>c)</b> Ondorengo disoluzioen pH-aren determinazioa:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Azido klorhidriko disoluzioa</li> <li>- Azido azetiko disoluzioa</li> <li>- Hidroxido sodiko disoluzioa</li> <li>- Hidroxido amoniko disoluzioa</li> <li>- Sodio kloruro disoluzioa</li> <li>- Kloruro amoniko disoluzioa</li> <li>- Sodio azetato disoluzioa</li> <li>- Amonio azetato disoluzioa</li> </ul> <p>Disoluzioei dagozkien orekak adierazi eta esperimentalki lortzen den pH-aren balioa arrazoitu.</p>		