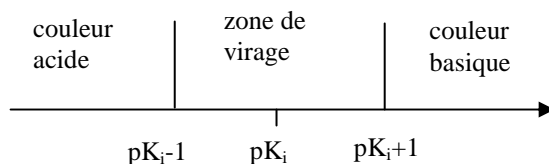
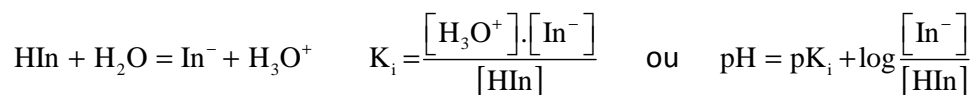


# INDICATEURS COLORES

## I. Indicateurs colorés acido-basiques

Ce sont des molécules organiques ayant des propriétés acido-basiques et dont les formes acide et basique,  $\text{HIn}$  et  $\text{In}^-$ , ont des couleurs différentes.

Le couple correspondant,  $\text{HIn}/\text{In}^-$ , est caractérisé par son  $\text{pK}_A$  souvent noté  $\text{pK}_i$ .



La couleur de la solution dépend du rapport  $r = \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$  donc du pH de la solution.

- L'oeil voit la couleur de  $\text{In}^-$  si  $r > 10$  (ordre de grandeur), soit  $\text{pH} > \text{pK}_i + 1$
- L'œil voit la couleur de  $\text{HIn}$  si  $r < 10$  (ordre de grandeur), soit si  $\text{pH} < \text{pK}_i - 1$
- Si  $\text{pH} = \text{pK}_i$ ,  $[\text{HIn}] = [\text{In}^-]$ : on obtient la teinte sensible.

Le domaine de pH centré sur  $\text{pH} = \text{pK}_i$  et de largeur environ 2 unités pH définit **la zone de virage de l'indicateur coloré**.

Une qualité importante de l'indicateur sera d'avoir une zone de virage la plus étroite possible. Le tableau ci-dessous indique les zones de virage (à 20°C) de quelques indicateurs colorés acido-basiques parmi les plus usuels. On peut mélanger plusieurs indicateurs colorés (papier pH).

indicateur coloré	couleur de $\text{HIn}$	zone de virage	couleur de $\text{In}^-$
jaune de méthyle	rouge	2,9 - 4	jaune
hélianthine	rouge	3,1 - 4,4	jaune
vert de bromocrésol	jaune	3,8 - 5,4	bleu
rouge de méthyle	rouge	4,2 - 6,2	jaune
bleu de bromothymol	jaune	6,0 - 7,6	bleu
rouge de phénol	jaune	6,4 - 8,0	rouge
phénolphtaléine	incolore	8,0 - 9,9	rose
jaune d'alizarine	jaune	10,0 - 12,0	violet

Lors d'un dosage colorimétrique acido-basique, l'indicateur coloré choisi doit :

- être utilisé **en faible quantité** pour ne pas modifier sensiblement le pH de la solution.
- avoir son  $\text{pK}_i$  le plus voisin possible du pH à l'équivalence (**la zone de virage doit contenir le  $\text{pH}_{\text{eq}}$** ).
- avoir une zone de virage la plus étroite possible.

L'utilisation d'un indicateur coloré est d'autant meilleure que la variation du pH est plus importante au voisinage du point équivalent.

## II. Indicateurs colorés redox

Ce sont des molécules - en général organiques - dont la forme oxydée et la forme réduite n'ont pas la même couleur. Le couple  $\text{In}_{\text{ox}}/\text{In}_{\text{red}}$  est caractérisé par le potentiel standard  $E_i^0$

$$\text{In}_{\text{ox}} + ne^- = \text{In}_{\text{red}} \quad E_i = E_i^0 + \frac{0,06}{n} \log \frac{[\text{In}_{\text{ox}}]}{[\text{In}_{\text{red}}]}$$

Si  $[\text{In}_{\text{ox}}] < [\text{In}_{\text{red}}]/10$  soit  $E_{\text{sol}} < E_i^0 - \frac{0,06}{n}$  la couleur prédominante est celle de  $\text{In}_{\text{red}}$

Si  $[\text{In}_{\text{ox}}] > 10 \cdot [\text{In}_{\text{red}}]$  soit  $E_{\text{sol}} > E_i^0 + \frac{0,06}{n}$  la couleur prédominante est celle de  $\text{In}_{\text{ox}}$

Utilisation : mêmes précautions que pour les indicateurs pH. L'indicateur redox utilisé pour un dosage devra avoir un potentiel standard intermédiaire entre celui de la solution à titrer et celui de la solution titrante. Il devra être le plus voisin possible du potentiel à l'équivalence.

Indicateur	Couleur		$E^0$ (V) à pH=0
	$\text{In}_{\text{ox}}$	$\text{In}_{\text{red}}$	
rouge neutre	rouge	incolore	0,24
bleu de méthylène	bleu pâle	incolore	0,52
diphénylamine	violet	incolore	0,76
acide N-phényl anthranilique	rouge	incolore	0,89
o-phénanthroline ferreuse	bleu pâle	rouge	1,06

*Remarque* : certains réactifs titrants peuvent jouer le rôle d'indicateurs colorés (le diode en excès colore la solution en jaune, une goutte de permanganate  $\text{KMnO}_4$  la colore en violet - solution initialement incolore).

## III. Indicateurs de concentration d'ions

Ce sont des substances qui prennent une couleur différente en présence de certains ions.

\* formation de complexe coloré

\* formation de précipité coloré