



NOTICE SUR L'EMPLOI DES INDICATEURS COLORÉS



Fabrication de la
Sté Anonyme de Matières Colorantes et Produits Chimiques

FRANCOLOR

Service Commercial :
MANUFACTURES DE PRODUITS CHIMIQUES DU NORD
ETABLISSEMENTS KUHLMANN

Société Anonyme au Capital de 1.098.000.000 Francs

Siège Social : 11, Rue de La Baume, PARIS (8^e)

R. du C. Seine N° 83.805



NOTICE

SUR

L'EMPLOI DES INDICATEURS COLORÉS

et leur application à la détermination
de la concentration en IONS H des solutions

Définition de l'indicateur.

On appelle Indicateurs d'acidité ou d'alcalinité des substances qui présentent une coloration différente suivant la réaction acide ou alcaline du milieu dans lequel elles sont en solution. La nature de l'acide ou de la base n'entre pas en ligne de compte, mais seulement la partie commune à tous les acides (*ions H*) ou à toutes les bases (*ions OH*).

On a longtemps expliqué le phénomène du virage en considérant simplement l'indicateur, soit comme une base faible, soit comme un acide faible, présentant à l'état libre une couleur différente de celle de ses sels. En l'état actuel de nos connaissances physico-chimiques, cette explication doit être abandonnée.

OSTWALD a serré de plus près les faits et est arrivé à la conclusion suivante : pour qu'un électrolyte puisse jouer le rôle d'indicateur, il faut qu'il possède à l'état non dissocié et électriquement neutre une couleur différente de celle de ses ions; un indicateur est d'autant plus sensible que cette différence de couleur est plus prononcée et que l'indicateur est électrolytiquement moins dissocié.

Des études plus récentes ont montré que cette conclusion était erronée. L'Hélianthine, par exemple, considérée par OSTWALD comme un acide mi-fort se comporte dans ses changements de couleur comme une base. Le Diméthylamino-azobenzène, qui ne possède pas de fonction basique, donne les mêmes virages que l'Hélianthine. Le phénomène est donc encore plus complexe que ne le supposait OSTWALD. Il faut, pour l'expliquer, faire intervenir la théorie quinonique de NIETZKI et faire entrer en ligne de compte les changements profonds de constitution moléculaire que subissent les indicateurs colorés sous l'influence des acides et des alcalis. La définition de l'Indicateur devient :

“ Un Indicateur est une substance qui subit un changement profond de constitution, accompagné d'un changement de coloration, par la variation de concentration des ions H⁺ dans le milieu où elle est dissoute ” (1).

UTILISATION DES INDICATEURS COLORES POUR LA DETERMINATION DES CONCENTRATIONS IONIQUES

Définition du symbole PH.

La neutralité absolue est donnée par l'eau pure qui renferme à la température ordinaire environ 10^{-7} atomes grammes de H⁺ et 10^{-7} molécules grammes de OH⁻ par litre, la réaction d'équilibre de l'eau exige que le produit des ions reste constant et égal à 10^{-14} :

$$\frac{\text{concentration H}^+ \times \text{concentration OH}^-}{\text{concentration H}_2\text{O}} = K$$

(1) Le détail de ces théories est exposé dans la Conférence de V. AUGER (*Bull. Soc. Chim.*, t. 29, p. 329-351, 1921).



Si donc dans une solution, la concentration d'un des ions augmente la concentration de l'autre diminue. Pour une solution acide normale (une valence gr. au litre), supposée complètement ionisée la teneur en ions H^+ sera de 1 gr. par litre; la quantité d'ions OH^- sera réduite à 10^{-14} molécules grammes par litre. Réciproquement une solution alcaline normale supposée complètement ionisée renfermera une molécule gramme OH^- (17 gr.) par litre et la teneur en ions H^+ sera réduite à 10^{-14} atomes grammes par litre.

Toute solution, quelle que soit son acidité ou son alcalinité renfermera donc une certaine teneur en ions H^+ ; la concentration en ions H^+ peut donc servir de mesure dans les deux cas. Pour la commodité des calculs et pour éviter l'emploi de trop grands nombres (1) on note la concentration des solutions en H^+ en écrivant le logarithme de l'inverse de cette concentration :

$$\log. \frac{1}{\text{concentration } H^+}$$

Une solution N d'acide complètement ionisée aura une concentration en ions H^+ de 1×1 donc PH 0.

Une solution N/10 aura une concentration en ions H^+ de 1×10^{-1} , on notera PH 1.

Une solution N/100 aura une concentration en ions H^+ de 1×10^{-2} , on notera PH 2, etc...

Une solution alcaline N supposée complètement ionisée aura une concentration H^+ de 1×10^{-14} , soit PH 14.

Une solution alcaline N/10 aura une concentration H^+ de 1×10^{-13} , soit PH 13, etc...

Pour transformer en PH une concentration H^+ de $n \times 10^{-p}$, on additionnera le logarithme de n à $-p$.

$$\text{Ex. : } 2 \times 10^{-7}, \text{ le log. de } 2 = 0,3,$$

on aura $0,3 + (-7) = -6,7$ soit PH 6,7

Le calcul montre que si la concentration des ions H^+ est doublée ou réduite de moitié, l'exposant négatif des ions H^+ sera diminué ou augmenté de 0,3. Une solution PH 7,6 aura une concentration en ions H^+ double de celle d'une solution PH 7,9. De même, avec la notation adoptée, PH 3 représente une concentration H^+ dix fois plus forte que PH 4.

Détermination de la concentration en ions H^+ .

La méthode électrométrique est la plus rigoureuse. Son application est délicate et nécessite un appareillage que tous les laboratoires ne peuvent pas se procurer. SÖRENSEN a le premier imaginé une méthode colorimétrique, basée sur les teintes différentes que présentent les solutions des indicateurs suivant la teneur en ions H^+ du milieu.

Si l'on possède une gamme suffisante d'indicateurs virant pour des concentrations différentes en ions H^+ , on pourra déterminer la teneur d'un milieu quelconque par comparaison avec des tubes étalons de PH connu. Il faudra, bien entendu, se tenir, pour les tubes à comparer, dans les mêmes conditions de concentration en indicateur que pour les étalons.

Ci-contre le tableau résumant les indicateurs de SÖRENSEN et de SALM, allant de la concentration 10 N de H^+ jusqu'à 12 (0,01 moléculaire OH^-).

Nous donnerons plus loin les méthodes d'obtention des étalons de concentration ionique.

(1) De la solution acide N complètement ionisée à la solution alcaline N complètement ionisée, la teneur en H^+ par litre passe de 1 gr. à $\frac{1 \text{ gr.}}{100.000 \text{ milliards.}}$

TABLEAU I

	Solution H + 10N	Sol. NH ₄ ⁺ PH 0	PH 1	PH 2	PH 3	PH 4	PH 5	PH 6	PH 7	PH 8	PH 9	PH 10	HH 11	PH 12	Concentration %/ de la sol. d'indicateur	Gouttes de sol. indicateur p. 10 cc. de milieu
Violet cristallisé	Jaune d'or	Vert	Bleu vert	Bleu	Violet										0,05	3 à 5
Orangé IV			Rouge	Chair	Jaune										0,01	3 à 5
Diméthylamino-azobenzène			Rouge	Rouge	Chair	Jaune d'or									0,01 dans alcool 80°	5 à 10
Orangé III			Rouge	Rouge	Rouge orangé	Orangé	Jaune								0,01	3 à 5
Rouge Congo					Bleu	Violet	Ecarlate								0,01	3 à 5
Rouge de Méthyle					Rouge violet	Rouge	Orangé	Jaune							0,02 dans alcool 60°	4
Paranitrophénol						Inc.	Inc.	Vert léger	Jaune vert						0,04 dans alcool 60°	3 à 20
Rouge neutre	Bleu	Violet	Rouge					Rose	Rose	Orangé	Jaune				0,01 dans alcool 50°	10 à 20
α -Naphтол phtaléine								Inc.	Inc.	Verdâtre	Bleu				0,04 dans alcool 60°	4 à 12
Orangé I								Jaune	Jaune	Rouge orangé	Rouge				0,01	4 à 10
Phénolphtaléine										Inc.	Rose	Rouge			0,05 dans alcool 50°	3 à 20
Thymolphtaléine											Inc.	Inc.	Bleu		0,04 dans alcool 50°	3 à 20
Jaune de Résorcine															0,01	5 à 10 Orangé





Ces dernières années, l'École Américaine a repris la question avec une grande précision. Elle propose l'emploi d'une échelle d'indicateurs très sensibles dont la plupart appartiennent à des sulfonephtaléines.

Ces indicateurs sont en pratique bicolores, jaunes en solution acide, rouges ou bleus en solution alcaline. L'un d'eux, la thymolsulfonephtaléine, peut être employé comme indicateur tricolore : outre le virage bleu vers PH 9, il offre un virage rouge vers PH 2..

TABLEAU II

Thymolsulfonephtaléine (bleu de thymol).....	1,2 rouge	2,8 jaune
Tétrabromophénolsulfonephtaléine (bleu de bromophénol)	2,8 jaune	4,6 bleu
Dibromo-m.crésolsulfonephtaléine (vert de bromocrésol).	3,6 jaune	5,2 bleu
(1) Rouge de méthyle (<i>o</i> -carboxybenzène azodiméthylaniline).	4,4 rouge	6,0 jaune
Dibromocrésolsulfonephtaléine (pourpre de bromocrésol).	5,2 jaune	6,8 pourpre
Dibromophénolsulfonephtaléine (rouge de bromophénol).	5,4 jaune	7,0 rouge-pourp.
Dibromothymolsulfonephtaléine (bleu de bromothymol) ..	6,0 jaune	7,6 bleu
Phénolsulfonephtaléine (rouge de phénol).....	6,6 jaune	8,0 rouge
<i>o</i> -Crésolsulfonephtaléine (rouge de crésol).....	7,2 jaune	8,8 rouge
Thymolsulfonephtaléine (bleu de thymol).....	8,0 jaune	9,6 bleu
(2) <i>o</i> -Crésolphtaléine	8,2 incolore	9,8 rouge

Cette série d'indicateurs permet la détermination de PH 0,5 à PH 9,8 avec une grande approximation. On obtient pour chaque indicateur entre les deux points extrêmes du virage, indiqués dans le tableau ci-dessus, une gamme de colorations assez différenciées; de plus, les intervalles de virage pour les différents indicateurs chevauchent les uns sur les autres, ce qui permet de ne laisser aucun point douteux sans contrôle.

La méthode la plus simple de détermination de PH dans une solution sera la comparaison de la couleur obtenue avec une même concentration d'indicateur sur le liquide à examiner et sur des tubes témoins de concentration PH connue.

Nous allons entrer maintenant dans quelques détails pratiques.

PREPARATION DES SOLUTIONS MERES D'INDICATEURS

A. — Sulfonephtaléines.

0 gr. 1 de matière colorante en poudre est mis en solution dans un peu d'eau (15 cc. environ) additionnée de *n* cc. (variable suivant l'indicateur) de solution de soude N/20; on opère dans un petit vase d'Erlenmeyer et on chauffe. Après dissolution, on étend d'eau à 500 cc. dans une fiole jaugée (3). On a de la sorte des solutions d'indicateur à 0,02 %.

(1) Cet indicateur n'appartient pas à la série des sulfones phtaléines. C'est un colorant azoïque inscrit déjà dans la liste de SÖRENSEN.

(2) Phtaléine de l'anhydride phtalique.

(3) Nous dirons une fois pour toutes que l'eau à employer dans toutes ces opérations doit être de l'eau distillée aussi pure que possible (eau dite de conductivité de préférence et bouillie avant l'emploi pour chasser CO²). La verrerie à utiliser doit être en verre neutre, c'est-à-dire ne cédant pas d'alcali à l'eau.



- n = 5 cc. 7 pour la phénolsulfonephtaléine;
- = 5,3 pour l'o-crésolsulfonephtaléine;
- = 4,3 pour la thymolsulfonephtaléine;
- = 4 pour la dibromophénolsulfonephtaléine;
- = 3 pour la tétrabromophénolsulfonephtaléine;
- = 3,2 pour la dibromothymolsulfonephtaléine;
- = 3,7 pour la dibromocrésolsulfonephtaléine;
- = 3,7 pour la dibromo-m.crésolsulfonephtaléine.

B. — Rouge de Méthyle.

On le dissout à raison de 0 gr. 1 dans 300 cc. d'alcool 95 et on amène à 500 cc. avec de l'eau = 0,02 %.

C. — Orthocrésolphtaléine.

Solution à 0,02 % dans l'alcool.

PREPARATION DES ETALONS DE CONCENTRATION IONIQUE

1° — Echelle de PH I à PH 10 de 0,2 en 0,2

Pour établir cette échelle, il faut tout d'abord préparer les solutions suivantes :

a. Solution de NaOH N/5 : Le mieux est de l'étalonner sur une solution d'acide sulfurique N/5 préparée par la méthode décrite dans tous les ouvrages de chimie analytique, ou sur une solution de phtalate acide de potasse préparée comme ci-dessous.

La solution de soude devra être garantie contre l'action de CO².

b. Solution N/5 de phtalate acide de potassium : Dissoudre 40 gr. 828 de phtalate acide pur et amener à 1 litre avec de l'eau distillée dans une fiole jaugée.

c. Solution N/5 de phosphate acide de potassium PO⁴H²K : Dissoudre 27 gr. 231 de PO⁴H²K pur, recristallisé, séché à 100°, et amener à un litre.

d. Solution double d'acide borique N/5 et de chlorure de potassium N/5 : Dissoudre 12 gr. 405 d'acide borique séché à l'air à poids constant et 14 gr. 912 de KCl pur; amener à un litre.

e. Solution de chlorure de potassium N/5 : 14 gr. 912 de KCl pur par litre.

f. Solution d'acide chlorhydrique N/5 préparée avec HCl pur et titrée sur la solution de soude a.

A l'aide de ces solutions, on pourra préparer l'échelle de solutions suivantes de PH déterminés.

TABLE DONNANT LA COMPOSITION DE MELANGES DE PH CONNU
A DES INTERVALLES DE 0,2 A TEMPERATURE = 20° (CLARK ET LUBS)

PH	50 cc. KCl N/5	+ 97,0 cc. HCl N/5	compléter à 200 cc. avec H ² O
1,0			
1,2	»	+ 64,5	»
1,4	»	+ 41,5	»
1,6	»	+ 26,3	»
1,8	»	+ 16,6	»
2,0	»	+ 10,6	»
2,2	»	+ 6,7	»



2,2	50 cc. Phtalate acide de K N/5	+ 46 cc. 7	HCl N/5	compléter à 200 cc.
2,4	»	+ 39,6	»	»
2,6	»	+ 32,95	»	»
2,8	»	+ 26,42	»	»
3,0	»	+ 20,32	»	»
3,2	»	+ 14,7	»	»
3,4	»	+ 9,9	»	»
3,6	»	+ 5,97	»	»
3,8	»	+ 2,63	»	»
4,0	50 cc. Phtalate acide de K N/5	+ 0 cc. 4	Soude N/5	compléter à 200 cc.
4,2	»	+ 3,7	»	»
4,4	»	+ 7,5	»	»
4,6	»	+ 12,15	»	»
4,8	»	+ 17,7	»	»
5,0	»	+ 23,85	»	»
5,2	»	+ 29,95	»	»
5,4	»	+ 35,45	»	»
5,6	»	+ 39,85	»	»
5,8	»	+ 43,0	»	»
6,0	»	+ 45,45	»	»
6,2	»	+ 47,0	»	»
5,8	50 cc. Phosphate acide de KN/5	+ 3 cc. 72	Soude N/5	compléter à 200 cc.
6,0	»	+ 5,7	»	»
6,2	»	+ 8,6	»	»
6,4	»	+ 12,6	»	»
6,6	»	+ 17,8	»	»
6,8	»	+ 23,65	»	»
7,0	»	+ 29,63	»	»
7,2	»	+ 35,0	»	»
7,4	»	+ 39,5	»	»
7,6	»	+ 42,8	»	»
7,8	»	+ 45,2	»	»
8,0	»	+ 46,8	»	»
7,8	50 cc. Ac. Borique N/5 KCl N/5	+ 2 cc. 61	Soude N/5	compléter à 200 cc.
8,0	»	+ 3,97	»	»
8,2	»	+ 5,9	»	»
8,4	»	+ 8,5	»	»
8,6	»	+ 12,0	»	»
8,8	»	+ 16,3	»	»
9,0	»	+ 21,3	»	»
9,2	»	+ 26,7	»	»
9,4	»	+ 32,0	»	»
9,6	»	+ 36,85	»	»
9,8	»	+ 40,8	»	»
10,0	»	+ 43,9	»	»

Pour établir l'échelle colorimétrique, mesurer exactement dans des tubes en verre neutre bien calibrés, 10 cc. de chaque solution et ajouter 1 cc. de solution d'indicateur à 0,01 % (solutions mères



diluées une fois). Faire une série pour chaque indicateur dans les limites de son virage indiquées au **tableau 2**. On opère en tubes préalablement étirés et on scelle à la lampe après remplissage.

Pour déterminer le PH d'une solution quelconque, on essayera la réaction de cette solution sur les douze indicateurs. On mesure exactement 10 cc. de la solution dans 12 tubes différents; à chaque tube on ajoute 1 cc. de solution à 0,01 % d'un des indicateurs.

Pour des PH 0,5 à 9,8 les tubes seront hors série avec certains indicateurs, mais il en restera au moins un qui présentera une teinte pouvant se classer dans une des séries de tubes étalons. On peut utiliser pour finir la détermination, le petit comparateur dont il sera question à propos de l'ajustement des milieux à un PH donné. L'emploi de cet appareil est indispensable dans le cas d'une solution colorée par elle-même.

2° — Echelles PH 6,6 à PH 8

En général, en biologie (détermination de la concentration en ions H^+ de liquides organiques, ajustement d'un milieu de culture à un PH déterminé, etc.), on pourra opérer avec une échelle d'étalons bien moins étendue. La phénolsulfonephtaléine sera le seul indicateur employé.

1° **Formule.** — Un mélange simple de phosphates sert à préparer les étalons.

On préparera :

a. Solution N/15 phosphate monopotassique :

9 gr. 078 de sel recristallisé, séché à 100° à poids constant sont dissous dans 500 cc. d'eau; on ajoute 45 cc. 5 de solution d'indicateur (phénolsulfonephtaléine) à 0,02 % et on complète à 1.000 dans une fiole jaugée avec de l'eau distillée.

b. Solution N/15 phosphate disodique :

Le sel commercial pur est à $12 H_2O$; il s'effleurit à l'air et se transforme lentement en sel à $2H_2O$. Pratiquement, il est très difficile d'arriver exactement à ce stade. Pour cette raison, nous livrons à la clientèle un sel titré, l'étiquette porte le titre en PO_4Na_2H anhydre et en $PO_4Na_2H + 2 H_2O$. On devra tenir compte de ce titre dans la préparation de la solution.

11 gr. 876 de sel à $2 H_2O$, ou la quantité correspondante de notre phosphate titré, sont dissous dans 500 cc. d'eau, on ajoute 45 cc. 5 de solution de phénolsulfonephtaléine à 0,02 % et on complète à 1.000 avec de l'eau.

A l'aide des deux solutions précédentes, on prépare dans une fiole jaugée de 100 cc. la série suivante d'étalons (SÖRENSEN) :



COMPOSITION DES MELANGES DE PHOSPHATES DONNANT DES SOLUTIONS
DE PH 6,6 A PH 8,0 DE 0,1 EN 0,1

TABLEAU IV

38 cc.	PO ⁴ H Na ² N/15 amenés à 100 cc. avec la solution N/15 de PO ⁴ H ² K	= PH 6,6
43,5	»	= PH 6,7
49,5	»	= PH 6,8
55,5	»	= PH 6,9
61,0	»	= PH 7,0
66,5	»	= PH 7,1
72,0	»	= PH 7,2
76,5	»	= PH 7,3
80,5	»	= PH 7,4
84,0	»	= PH 7,5
86,5	»	= PH 7,6
89,0	»	= PH 7,7
91,3	»	= PH 7,8
93,0	»	= PH 7,9
94,5	»	= PH 8,0

2° **Formule.** — Une autre formule permet d'obtenir des solutions étalons de même ordre; on emploie alors seulement le phosphate monopotassique et la soude titrée.

A. Solution de PO⁴H²K N/5: peser 13 gr. 613 de sel recristallisé, séché à 100° à poids constant, les dissoudre dans 300 cc. d'eau chaude. Refroidir, ajouter 91 cc. de solution de phénolsulfonephthaléine à 0,02 %. Amener à 500 cc. dans une fiole jaugée avec de l'eau.

B. Solution de soude N/10 exactement titrée sur un acide de titre connu (conserver à l'abri de CO²). On n'ajoute pas d'indicateur à la solution B.

Avec ces deux solutions on fait les mélanges suivants dans une fiole jaugée de 100 cc. :

MELANGES DE PO⁴H²K ET DE SOUDE DONNANT DES SOLUTIONS
PH 6,6 A PH 8,0 DE 0,2 EN 0,2

TABLEAU V

SOLUTION N/5 PO ⁴ H ² K	SOUDE N/10	Amener avec de l'eau à :	PH
25 cc.	17 cc. 80	100 cc.	6,6
25 cc.	23,65	100 cc.	6,8
25 cc.	29,63	100 cc.	7,0
25 cc.	35,00	100 cc.	7,2
25 cc.	39,50	100 cc.	7,4
25 cc.	42,80	100 cc.	7,6
25 cc.	45,20	100 cc.	7,8
25 cc.	46,80	100 cc.	8,0

Que l'on emploie l'une ou l'autre formule à base de phosphates, les solutions étant faites, on remplit des divers mélanges une série de tubes étirés en verre neutre; on les scelle à la lampe et on indique sur chaque tube le PH correspondant :

Les gammes d'étalons se conservent longtemps si on les garde à l'abri de la lumière.

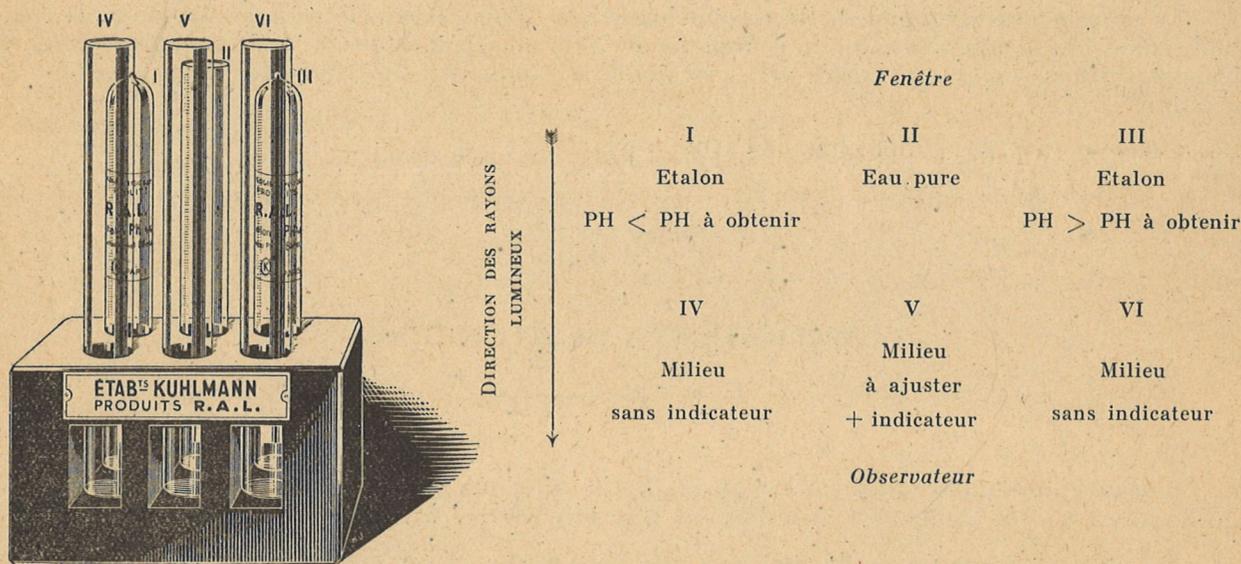


Pour la détermination du PH dans une solution quelconque dans les limites de 6,6 à 8,0 mesurer exactement 10 cc. de la solution et ajouter 1 cc. de solution à 0,01 % de phénolsulfonephthaléine. Chercher sa place dans l'échelle étalon. Opérer avec le comparateur décrit ci-dessous dans le cas d'un liquide dont la coloration propre peut masquer ou modifier la teinte de l'indicateur.

Ajustement de la réaction d'un milieu de culture.

Pour l'ajustement de la réaction d'un milieu de culture à un PH donné, on se trouve dans le cas d'un liquide dont la teinte plus ou moins jaune-brun (bouillons, infusions, etc...), peut modifier la teinte de l'indicateur.

On utilisera le comparateur. Ce petit appareil est un simple bloc de bois, percé à la face supérieure de six trous en trois rangs de deux, au calibre des tubes à essai employés; les tubes à essai entrent de la moitié de leur longueur dans le bloc de bois comme dans un porte-tube ordinaire. Deux des faces latérales sont pleines, les deux autres sont percées de trois fenêtres qui donnent la lumière au travers des trois rangs de deux tubes. On dispose pour chaque essai les tubes dans l'ordre suivant:



Dans ces conditions, le changement de teinte dû à la coloration propre du milieu se trouve compensé du fait de la présence du milieu dans les trois champs de vision.

On ajoute au tube V qui renferme 5 cc. de milieu exactement mesuré, 0 cc. 5 d'indicateur (phénolsulfonephthaléine) à 0,01 %. Avec une microburette (pipette de 1 à 2 cc. divisée en dixièmes et munie d'un petit tube de caoutchouc avec une pince à pression), on laisse tomber dans ce tube une solution de soude N/20 jusqu'à ce qu'on obtienne une teinte intermédiaire entre celles des deux étalons I et III vus au travers des tubes de milieu IV et VI.

La solution de soude N/20 à employer s'obtient en mélangeant 500 cc. de soude N/10 avec 91 cc. de phénolsulfonephthaléine à 0,01 % et complétant à 1.000 avec de l'eau.

Connaissant le volume n de la solution de soude N/20 nécessaire pour amener 5 cc. du milieu à la réaction voulue, le nombre de centimètres cubes x de solution N de soude à ajouter à 1 litre de milieu pour l'amener au PH cherché sera

$$x = 10 n$$

Par un petit dosage analogue, on pourra déterminer la quantité d'acide produite par fermentation sur un milieu de PH connu au départ de la culture. Il sera bon de centrifuger dans ce cas pour avoir un liquide clair (1).



AUTRES APPLICATIONS BIOLOGIQUES DES NOUVEAUX INDICATEURS

Différenciation des B. du groupe **coli-aérogènes** (rouge de Méthyle) (CLARK et LUBS, *J. Biol.* t. 30, p. 209).

La bromocrésolsulfonephtaléine est employée pour remplacer le tournesol dans les cultures sur lait (CLARK et LUBS, *J. Agr. Research* 10, p. 105). La série des indicateurs a été employée dans les études sur l'acidité du sol (GILLESPIE, *J. Wash. Acad. Sc.*, 6, 7, 1916).

La phénolsulfonephtaléine a été recommandée par WIDAL et ses élèves pour l'étude de la fonction rénale : on injecte une solution isotonique de NaCl additionnée de 0,6 % de phénolsulfonephtaléine et soigneusement neutralisée vers l'alcalinité. L'élimination est très rapide et on la mesure au colorimètre.

Détermination du PH du sang, de l'urine, etc...

APPLICATIONS A LA TITRIMETRIE

Il ressort des études faites sur l'application des différents indicateurs à l'analyse volumétrique que, suivant les cas, l'emploi d'un indicateur doit être préféré à un autre.

Si l'on veut **doser un acide fort par une base forte** ou réciproquement, l'état neutre étant obtenu au moment où les constituants sont en quantité équivalente, le meilleur indicateur sera celui dont le virage sera le plus près possible de PH 7 (**Dibromo-o-crésolsulfonephtaléine, Dibromothymolsulfonephtaléine, Phénolsulfonephtaléine**).

Pour **doser un acide faible par une base forte**, il faudra employer un indicateur virant vers PH 9 (Thymolsulfonephtaléine, Phénolphtaléine).

Pour **doser une base faible par un acide fort**, on se servira d'indicateurs virant vers PH 5-PH 4 (Rouge de Méthyle, Hélianthe).

(1) Des détails plus complets peuvent être trouvés dans le Rapport du Medical Research Committee de 1919 (*Reaction of Media. — Special report series n° 35. — Ponsonby Ltd, Dublin*), ou dans la Revue de PONCELLE (*Bull. Inst. Pasteur*, t. 18, p. 601 — 1920). On trouvera dans ces publications la bibliographie de la question au point de vue biologique. Au point de vue chimique la bibliographie est donnée dans la conférence d'AUGER (*Loc. cit.*).



INDICATEURS COLORÉS R. A. L.

Etant données les exigences nouvelles, nous nous sommes efforcés de réaliser la présentation du plus grand nombre d'indicateurs possible.

Notre liste comprend non seulement les indicateurs classiques, mais les produits de la série des sulfonephthaléines dont nous avons réalisé la fabrication.

Liste établie par ordre de point de virage

Métacrésol pourpre.....	0,5 — 2,5	Rouge — Jaune
Hématoxyline	0 — 1,0	Rose — Vert
Jaune de méthanile.....	1,2 — 2,3	Rouge — Jaune
Bleu de Thymol.....	1,2 — 2,8	Rouge — Jaune
Orangé IV.....	1,4 — 2,6	Rose — Jaune
Jaune de Martius.....	2,0 — 3,2	Incolore — Jaune
Orangé III.....	2,0 — 5,0	Rouge — Jaune
Bromophénol bleu.....	2,8 — 4,6	Jaune — Violet
Diméthylamino azobenzène.....	2,9 — 4,0	Rouge — Jaune
Ethyl orange.....	3,0 — 4,5	Rouge — Orange
Rouge Congo.....	3,0 — 5,0	Violet — Rouge-orange
Bromocrésol vert.....	3,6 — 5,2	Jaune — Bleu
Rouge d'alizarine S.....	4,0 — 6,0	Jaune — Orangé-rouge
Lacmoïde	4,0 — 6,0	Orangé-rouge — Violet
Rouge de méthyle.....	4,2 — 6,3	Rouge — Jaune
Chlorophénol rouge.....	4,6 — 7,0	Jaune — Violet-rouge
Résazurine	5,0 — 7,0	Rose — Violet
P. Nitrophénol.....	5,0 — 7,0	Incolore — Jaune
Tournesol	5,0 — 8,0	Rouge — Bleu
Bromocrésol pourpre.....	5,2 — 6,8	Jaune — Violet
Bromothymol bleu.....	6,0 — 7,6	Jaune — Bleu
Hématoxyline	6,0 — 11,0	Orange — Rouge-violet
Rouge d'alizarine S.....	6,0 — 12,0	Orange — Rouge-violet
Jaune brillant.....	6,4 — 9,4	Jaune — Rouge-orange
Rouge neutre.....	6,8 — 8,0	Rouge — Orange
Rouge de phénol.....	6,6 — 8,0	Jaune — Rouge
Acide rosolique.....	6,9 — 8,0	Orange — Rouge
Orange II.....	7,0 — 8,9	Jaune — Rouge
Rouge de crésol.....	7,2 — 8,8	Jaune — Violet-rouge
A. Naphtol phtaléine.....	7,3 — 8,7	Jaune — Bleu
Métacrésol pourpre.....	7,6 — 9,2	Jaune — Violet
Bleu de thymol.....	8,0 — 9,6	Jaune — Bleu
Tétrachlorophénol phtaléine.....	8,2 — 9,4	Incolore — Rouge-violet
O. Crésol phtaléine.....	8,2 — 9,8	Incolore — Violet-rouge
Phénol phtaléine.....	8,3 — 10	Incolore — Violet-rouge
Thymol phtaléine.....	9,3 — 10,5	Incolore — Bleu
Jaune d'alizarine GG.....	10,0 — 12,0	Incolore — Jaune
Jaune d'alizarine R.....	10,1 — 12,1	Jaune — Rouge-orange
Alizarine	11,0 — 13,0	Rose — Violet
Bleu de méthyle.....	11,0 — 13,0	Bleu — Rouge-violet
Jaune de résorcine.....	11,1 — 12,7	Jaune — Rouge
Jaune titan.....	12,0 — 13,0	Jaune — Rouge



Indicateur Universel R. A. L.

L'Indicateur Universel R. A. L. est vendu en solution prête pour l'emploi ou en poudre.

Dissoudre la poudre à raison de 1 gr. 5 pour 100 cc d'alcool à 70°

MODE D'EMPLOI

Prélever **10 cc** de la solution à examiner dans un tube à essai en verre neutre ou un godet de porcelaine, ajouter **une goutte** de la Solution d'Indicateur Universel.

Teintes obtenues	pH de la solution
Orangé-rouge	pH 3.0
Orange	pH 4.0
Orangé-jaune	pH 5.0
Jaune d'or	pH 6.0
Jaune vert	pH 7.0
Vert	pH 8.0
Bleu	pH 8.5
Violet-bleu	pH 9.0
Violet	pH 10.0
Violet-rouge	pH 12.0

ÉCHELLES COLORIMÉTRIQUES

Les échelles colorimétriques suivantes, relativement stables, sont livrées toutes prêtes à l'emploi en tubes scellés; elles sont garanties un mois contre tout vice de fabrication.

PH 1,2 à 2,8	Thymolsulfonephtaléine;
PH 2,8 à 4,6	Bromophénol bleu;
PH 3,6 à 5,2	Bromocrésol vert;
PH 5,2 à 6,8	Bromocrésol pourpre;
PH 5,4 à 7,0	Bromophénol rouge;
PH 6,0 à 7,6	Bromothymol bleu;
PH 6,6 à 8,0	Phénolsulfonephtaléine;
PH 7,2 à 8,8	O. Crésolsulfonephtaléine;
PH 8,0 à 9,6	Thymolsulfonephtaléine.

Sur demande, nous livrons également les solutions étalons de PH1 à PH 10 (de 0,2 en 0,2) en tubes à essai de 5 cc. en verre neutre avec bouchons paraffinés, ce qui permet par addition de colorant de préparer les échelles étalons. Ces solutions se conservant moins bien que les échelles en tubes scellés ne peuvent, en aucun cas, être garanties et sont expédiées aux risques et périls de nos clients.

Voir notre catalogue pour les prix.