

Stage Hippocampe

Dates : 23, 24 et 25 Mars 2026

L'établissement : Lycée Monte Cristo (Allauch)

Les élèves : 24 élèves de première
(11 garçons et 13 filles)

Professeurs accompagnants : Mme Palesi, professeure
de Physique-Chimie

Responsable du stage :

Séverine Queyroy, Maître de conférences à l'ICR

Les tuteurs :

Gilles Quéléver, Maître de conférences au CINaM

Elena Zaborova, Maître de conférences au CINaM

Christine Videlot-Ackermann, Directrice de recherche CNRS au CINaM



Stage de Chimie

Thème du stage : « Les Couleurs »



Posters réalisés

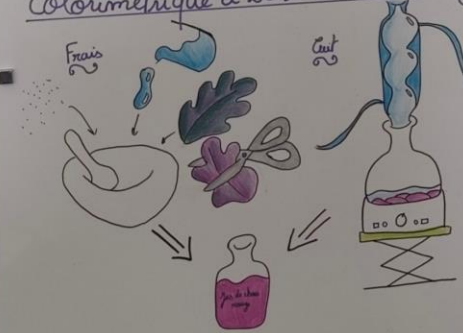
LE CHOU ROUGE TOUS SES COULEURS

UNE EXPERIENCE CHOUER

~ But ~ : Démontrer que le chou a des propriétés d'indicateur coloré lié au pH.

I) Préparation de l'indicateur colorimétrique à base de chou rouge.

Frais



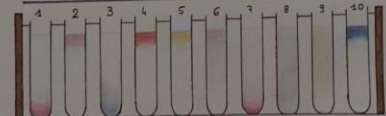
Cuit

III) Titrages pour déterminer les couleurs correspondantes au pH.

1^{er} expérience : Dans la burette : HCl (acide)
Dans le bécher : eau distillée + jus de chou (pH=7)
↳ Résultat final dans le bécher : solution de couleur rose, acide de pH=4.


2^{ème} expérience : Dans la burette : NaOH (base)
Dans le bécher : HCl + jus de chou (eau distillée)
↳ Résultat du titrage : solution de couleur jaune, basique, pH=13.

II) Test de l'indicateur coloré sur des solutions au pH inconnu.



1 Eau distillée
2 Eau distillée + jus de citron
3 Eau du robinet
4 Vinaigre
5 NaOH
6 HCl
7 CH₃COOH
8 Eau distillée + Savon
9 NaOH diluée 10 fois
10 Bicarbonate

~ Conclusion ~



acide

Echelle des couleurs liées au pH

basique





QUAND LA CHIMIE S'INVITE À L'APERO

Eau (V1)

liquide incolore (eau)
 CO_2 sol. Ba^{2+} HCl
 acide HCl

Expérience n°	Na_2CO_3	BaCl_2	Phénolphthéine	Bleu de Bromothymol	HCl	NaHCO_3	pH	Observation
1	5g / 100 ml $\text{C} = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$	/	/	/	/	/	11,5 verre 1 test	solution incolore et basique
2	/	5g / 100 ml $\text{C} = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$	/	/	/	/	6 verre 1 test	solution incolore et légèrement acide
3	/	5g / 100 ml limite solubilité $\text{C} = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$	/	/	/	/	7,11 verre 1 test	solution incolore et neutre
4	5g l^{-1} solution à diluer au goût $\text{C} = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$	/	/	/	/	/	11,0 verre 1	solution incolore et basique
5	15 ml de ①	57 ml de ②	2 gouttes	/	/	/	9,5 verre 1 test	précipité rose, caméléon, rose foncé
6	100 ml de ①	10 ml de ②	2 gouttes	/	/	/	10,3 verre 1 test	excès de BaCl_2 précipité rose, pas assez dense
7	50 ml de ①	/	2 gouttes	/	/	1g	9,23 verre 1	incolore
8	50 ml de ①	/	2 gouttes	/	/	2g	8,84 verre 1	rose très pâle ↳ pas assez basique
9	50 ml de ①	5 ml de ②	2 gouttes	/	/	1g	6,54 verre 1	précipité blanc
9 bis	/	/	/	2 gouttes	5 ml 5N	/	1,13 verre 1	bulles mais liquide quasi transparent → trop acide
10	100 ml de ①	10 ml de ②	2 gouttes	/	/	2g	6,54 verre 1	précipité blanc
10 bis	/	/	/	11 gouttes	1 ml 5N	/	5,3 verre 1	masse blanche pas de jaune ↳ quantité d'acide
11	100 ml de ①	10 ml de ②	2 gouttes	/	/	2g	6,54 verre 1	précipité blanc
11 bis	/	/	/	11 gouttes	5 ml 5N	/	5,6 verre 1	masse blanche un peu de jaune
12	100 ml de ①	10 ml de ②	2 gouttes	/	/	2g	6,54 verre 1	précipité blanc
12 bis	/	/	/	70 gouttes	8 ml 5N	/	5,6 verre 1	masse blanche jaunâtre volume d'acide trop élevé
13	50 ml de ①	5 ml de ②	2 gouttes	/	/	1g	6,54 verre 1	précipité blanc
13 bis	/	/	/	70 gouttes	1 ml à 5N	/	5,7 verre 1	bulles, masse, liquide jaune clair

Bière (V4)

↳ Liquide **jaune** + **mousse**
 ↳ BBT + **acide** HCl dégage CO_2

$$\text{BaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Ba}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$$

acide → HCl = très concentrée
 ↳ plus petit volume

Bleu de bromothymol
 Forme acide (jaune)

VIN (V2)

Liquide **rouge** (vin rosé)
 Pour mettre le goût de phénolphthéine dans le verre

Phénolphthéine (2 formes différentes)

- Matériel à disposition :** chlorure de baryum, carbonate de sodium, eau distillée, bicarbonate, acide chlorhydrique à 5M et 37%, bleu de bromothymol (BBT), phénolphthéine
- Données utilisées :**
- Na_2CO_3 : limite solubilité 217 g.l^{-1} ; $M = 105,99 \text{ g.mol}^{-1}$
 - NaHCO_3 : limite solubilité 93 g.l^{-1} ; $M = 84,0 \text{ g.mol}^{-1}$
 - BaCl_2 : limite solubilité 310 g.l^{-1} ; $M = 244,28 \text{ g.mol}^{-1}$
 - HCl : $M = 36,4 \text{ g.mol}^{-1}$

- Vessie 1**
 ↳ eau
- 2g bicarbonate
 - 100 mL Na_2CO_3
- Vessie 2**
 ↳ vinaigre
- solution V1
 - 2 gouttes de phénolphthéine
- Vessie 3**
 ↳ lait
- solution V2
 - 10 mL BaCl_2
- Vessie 4**
 ↳ bière
- solution V3
 - 70 gouttes BBT
 - 4 mL d'acide à 37%

V3) Lait

↳ blanc opaque (lait)
 élimination couleur rose ⇒ faire baisser le pH ⇒ précipité blanc

$$\text{CO}_3^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightarrow \text{BaCO}_3$$

soit CO_3^{2-} soit Ba^{2+} dans le verre

Bicarbonate HCO_3^- CO_3^{2-}

pH = 6,3

$$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$$



Comment avons nous déterminé les quantités de H₂O et de AA?

Phase 1: Trouver AA

- Pour exemple nous allons prendre le calcul de la quantité pour 20s:

Les 3 expérimentations qui donne 3 résultats:
Calcul à l'aide d'un chronomètre

→ Sur 3 mesures: 18s, 22s, 24s

→ Nous faisons une moyenne: $\frac{18+22+24}{3} \approx 20s$

Puis: Nous calculons H₂O

- Tel que: 73 (qd initiale) - 7,5 (qd I₂) - V_{aa}

Ex: 73 - 7,5 - 2,7
= 2,8 de H₂O

Nous appliquons ça pour les 5 valeurs

20, 30, 40, 50, 60

Vu dans la vidéo

ESSAI	1	2	3	ε (s)			
Volume	V _{H₂O}	V _{AA}	V _{H₂O}	V _{AA}			
20	3,6	1,8	3,35	1,6	3,8	1,7	18 < 22
30	3,4	1,8	3,55	2	3,6	1,9	29 < 31
40	3,5	1,8	3,4	2	3,3	2,2	38 < 42
50	3,2	2,6	2,9	2,3	3	2,5	47 < 49
60	2,6	2,9	2,5	2,7	2,7	2,8	1,02 < 1,05

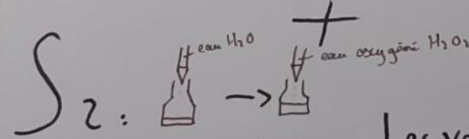
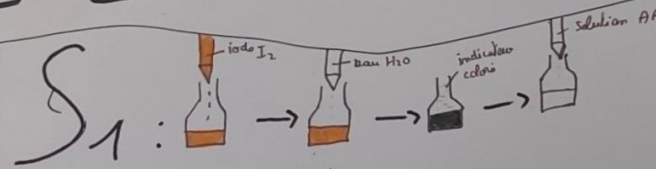
BUT: Mélanger 2 Solutions incolores qui vont donner au bout d'un moment une Solution NOIR

$$\text{FORMULE: } C_B = \frac{C_1 \times V_1}{V_B}$$

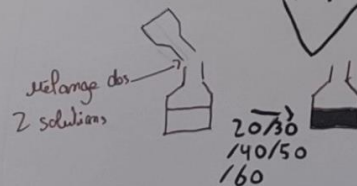
$$C_{AA} = \frac{C_{I_{AA}} \times V_{I_{AA}}}{33} = \frac{0,05 \times 0}{33} = \dots$$

! V_{AA} change à chaque mesure

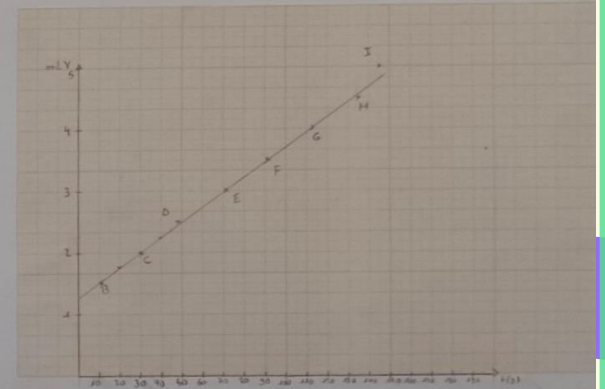
LE RYTHME DE L'INVISIBLE



Les volumes des liquides utilisés varient en fonction du temps auxquelles ils apparaissent mais seulement pour la solution 1.



Température 24,3 °C		Solution 1							Solution 2		[AA] (mmol.L ⁻¹)		[I ₂] (mmol.L ⁻¹)		t		t ₀₀		
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	
V ₁ (mL)	V ₂ (mL)	Couleur de la solution		Indicateur coloré (1 pointe de spatule)	Couleur de la solution	V ₁₀ (mL) 0,05 mol.L ⁻¹	Couleur de la solution	V ₁₀₀ (mL)	V ₁₀₀₀ (mL)	V ₁₀₀₀₀ (mL)	[AA] (mmol.L ⁻¹)	[I ₂] (mmol.L ⁻¹)							
0,008 mol.L ⁻¹																			
7,5	4,5			?	Non	1	Non	15	5	33	0,0045	0,0045							
7,5	4			?	Non	1,5	Non	15	5	33	0,0033	0,0045			14	14			
7,5	3,5			?	Non	2	Non	15	5	33	0,0022	0,0045			30	30			
7,5	3			?	Non	2,5	Non	15	5	33	0,0016	0,0045			43	48			
7,5	2,5			?	Non	3	Non	15	5	33	0,0011	0,0045	1	11	74				
7,5	2			?	Non	3,5	Non	15	5	33	0,0008	0,0045	1	34	34				
7,5	1,5			?	Non	4	Non	15	5	33	0,0006	0,0045	1	53	113				
7,5	1			?	Non	4,5	Non	15	5	33	0,0004	0,0045	2	15	135				
7,5	0,5			?	Non	5	Non	15	5	33	0,0003	0,0045	2	25	165				



Principe: Les règles de Solution

S₁ La Solution 1 change car en changeant la quantité de H₂O et la quantité de AA. Si on modifie ses volumes la durée d'apparition de la solution 1 va être plus ou moins longue.

S₂ La Solution 2 me changera jamais car on mettra dans celle-ci toujours 15 mL de H₂O et 5 mL d'H₂O₂ cette solution est incolore.

S_B Le mélange de ces 2 solutions va créer une solution finale mais que va arriver à des temps différents suivant les mesures de AA et de H₂O prise dans la solution.

ARC-EN-CIEL (D'INDICATEUR COLORÉ de pH)

PENELOPE
DIANE
LEANE
GABRIELLE
ROMAIN
KYLIAN
Zghe Monte Gibo (Fai) au Compas de Zimory

QU'EST CE QU'UN INDICATEUR COLORÉ ?

Après de ce stage de chimie, nous avons étudié les indicateurs colorés, des substances capables de changer de couleur en fonction de leur environnement chimique. L'objectif était de réaliser une expérience visuelle spectaculaire : un arc-en-ciel de solutions illustrant différentes valeurs de pH.



Un indicateur coloré est une molécule dont la structure chimique varie selon le pH (acide ou basique), ce qui entraîne un changement de couleur.
Par exemple:
En milieu acide → une couleur
En milieu neutre → une autre
En milieu basique → encore une autre
Nous avons choisi un indicateur et préparé plusieurs solutions avec des pH différents afin d'observer ces variations.

JAUNE D'ALIZARINE
(11 PKA)



PHÉNOLPHTALÉINE
(9,5 PKA)



BLEU DE BROMOTHYMOLE
(7,30 PKA)

THYMOLPHTOLÉINE
(10,1 PKA)

ROUGE DE CRÉSOLE
(8,2 PKA)

POURPRE DE BROMOCRÉSOLE
(6,4 PKA)

QU'EST-CE QU'ON A APPRIS ?

Lors de cette expérience, les indicateurs colorés n'ont pas changé de couleur au même moment. Cela s'explique par leur plus différents points de virage de pH. Plus le plus d'un indicateur est élevé, plus il change de couleur par des pH basique. Cela permet donc d'obtenir plusieurs couleurs et de former un ARC-EN-CIEL.



Qu'est ce que le pH?
Le pH sert à mesurer et à indiquer si une substance est acide, neutre ou basique. Le pH est mesuré sur une échelle de 0 à 14:
• Si le pH est entre 0 et 7, il est acide.
• Si le pH est de 7, la solution est neutre.
• Si le pH est entre 7 et 14, la solution est basique.

Qu'est ce que la constante d'acide?
 K_a = constante d'acide
Lorsqu'il y a une transition de couleur, cela signifie que le pH est proche de la constante d'acide.

