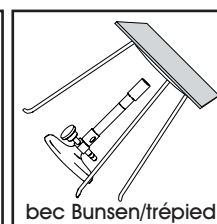
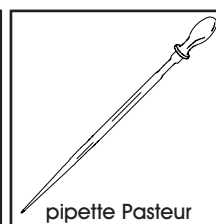
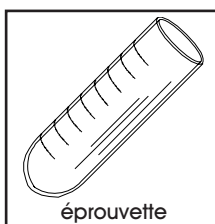
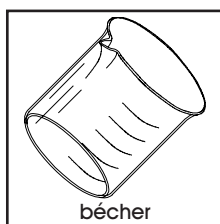


BUTS

Préparer un indicateur acide-base à partir de pigments végétaux et mettre en évidence le caractère acide ou basique de solutions de concentrations différentes.


MATÉRIEL

1 bécher de 250 mL, 13 éprouvettes, pipettes Pasteur, 1 baguette de verre, 1 bec Bunsen avec trépied et plaque de céramique, allumettes, 1 rouleau de papier indicateur de pH, 1 paire de ciseaux, gants à usage unique.



REACTIFS

Acide chlorhydrique (HCl 0.01 M, 0.1 M et 1 M), hydroxyde de sodium (NaOH 0.01 M, 0.1 M et 1 M), chou rouge.

<p>HCl</p> <p>étatsolution 0.01 M</p> <p>MM36.46 g/mol</p> <p>✗</p> <p>CH 5</p>	<p>HCl</p> <p>étatsolution 0.1 M</p> <p>MM36.46 g/mol</p> <p>✗</p> <p>CH 3</p>	<p>HCl</p> <p>étatsolution 1 M</p> <p>MM36.46 g/mol</p> <p>✗</p> <p>CH 3</p>	<p>NaOH</p> <p>étatsolution 0.01 M</p> <p>MM40.00 g/mol</p> <p>✗</p> <p>CH 4</p>
<p>NaOH</p> <p>étatsolution 0.1 M</p> <p>MM40.00 g/mol</p> <p>✗</p> <p>CH 4</p>	<p>NaOH</p> <p>étatsolution 1 M</p> <p>MM40.00 g/mol</p>  <p>CH 3</p>		

RECOMMANDATIONS

Manipuler avec précaution les solutions d'acide chlorhydrique et particulièrement d'hydroxyde de sodium. **Ne pas ingérer ou mettre en contact avec la peau ou les yeux.**

MANIPULATIONS
ET DISCUSSION

1. Introduire dans un bécher quelques feuilles de chou rouge découpées en petits fragments et recouvrir d'environ 50 mL d'eau du robinet.

Porter la solution à ébullition sur un bec Bunsen, puis faire bouillir durant 3 minutes.

Compléter ensuite le volume de la solution avec 30 mL d'eau (voir ci-dessous), de manière à obtenir une coloration finale violet-bleu pétrole :

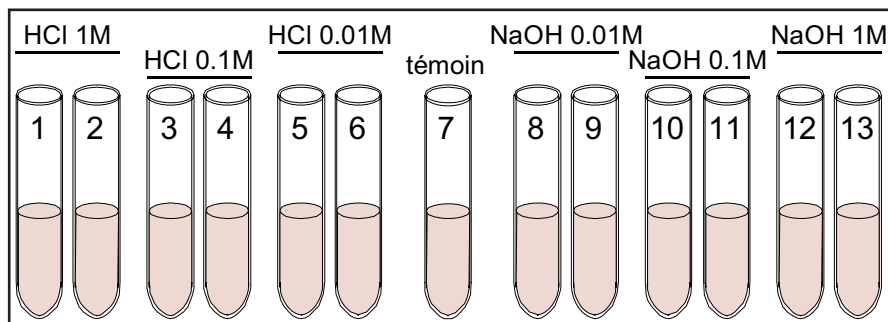
- Utiliser 30 mL d'eau distillée si la coloration après ébullition tire trop sur le **vert**.
- A l'inverse, utiliser 30 mL d'eau du robinet si la coloration après ébullition tire trop sur le **violet**.

Répartir cette solution (solution d'indicateur acide-base) de manière égale dans 13 éprouvettes (environ 4-5 mL de solution dans chaque éprouvette).



2. Porter des lunettes de sécurité et des gants. Selon la figure et la table ci-dessous, introduire dans les 13 éprouvettes les volumes de solutions mentionnés.

Changer de pipette Pasteur pour chaque nouvelle solution ajoutée.



Eprouvette	Solution ajoutée	Chou rouge		Papier pH	
		gouttes	couleur solution	pH	couleur papier pH
1	acide: HCl 1 M	10			
2		5			
3	acide: HCl 0.1 M	10			
4		5			
5	acide: HCl 0.01 M	10			
6		5			
7 témoin	rien	0			
8	base: NaOH 0.01 M	5			
9		10			
10	base: NaOH 0.1 M	5			
11		10			
12	base: NaOH 1 M	5			
13		10			

Indiquer dans la table ci-dessus la couleur des solutions après ajout d'acide ou de base.

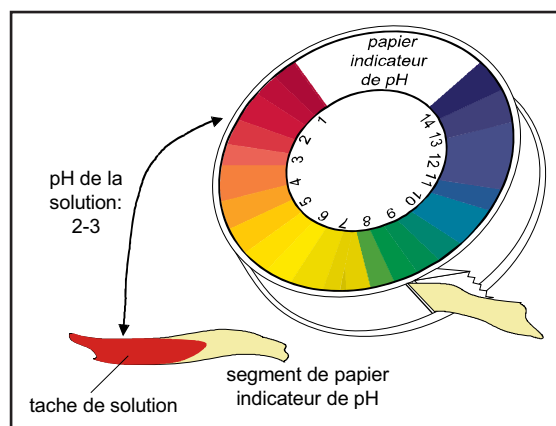
- ? 1. Qu'est-ce qui distingue la série d'éprouvettes 1, 3 et 5 au niveau des quantités d'acide chlorhydrique qu'elles contiennent?
- ? 2. Désigner les autres séries d'éprouvettes qui respectent les mêmes rapports de quantités d'acide ou de base.

3. Prélever avec une baguette de verre propre une goutte de solution contenue dans l'éprouvette numéro 1, puis humecter un segment de papier indicateur de pH avec cette solution.

Déterminer la valeur du pH mesuré avec le papier indicateur, c'est-à-dire: Comparer la couleur du papier indicateur humecté avec l'échelle de couleurs mentionnée sur la boîte de papier indicateur, selon la figure ci-après.

Noter dans la table précédente la valeur du pH de chaque solution et la couleur prise par chaque segment de papier indicateur de pH.

Après avoir rincé et essuyé la baguette de verre, répéter le prélèvement et la mesure du pH avec les solutions des autres éprouvettes.



? 3. Proposer une explication simple pour décrire le rôle de la solution de chou rouge et du papier indicateur de pH.

Indiquer les avantages et inconvénients respectifs de la solution de chou rouge et du papier indicateur de pH pour la détermination de l'acidité ou de la basicité de solutions.

- ◆ L'échelle indiquée sur la boîte de papier indicateur permet de déterminer le caractère acide, neutre ou basique des solutions:
Les valeurs inférieures à 7 se rapportent à des solutions acides; plus la valeur est petite, plus la solution est acide.
Une solution neutre est caractérisée par une valeur de 7 sur l'échelle.
Les valeurs supérieures à 7 se rapportent à des solutions basiques; plus la valeur est grande, plus la solution est basique.
- ◆ L'acidité, la neutralité ou la basicité d'une solution est exprimée par rapport à la **concentration des ions H⁺ (les protons)** dans la solution.
- ◆ L'eau pure (H₂O) est neutre, c'est-à-dire qu'elle n'est ni acide ni basique. Il s'avère cependant qu'une infime proportion de molécules d'eau se dissocient dans l'eau pure selon la réaction:

$$\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$$
- ◆ On dénombre **10⁻⁷ moles de ions H⁺ et 10⁻⁷ moles de ions OH⁻ dans 1 litre d'eau pure.**
 Cette faible proportion correspond à une seule mole de H⁺ (1 g) et une seule mole de OH⁻ (17 g) dans 10 millions de litres d'eau.
 Ceci équivaut à un bassin de 100 m × 50 m × 2 m, contenant 10'000 m³ d'eau, c'est-à-dire 10 tonnes d'eau.
- ◆ L'eau pure est neutre car chaque ion OH⁻ contrebalance exactement l'acidité d'un ion H⁺, et que leur concentration dans l'eau pure est exactement égale ([H⁺] = [OH⁻] = 10⁻⁷ M).
- ◆ **Lorsqu'une solution contient plus d'ions H⁺ que d'ions OH⁻, elle est acide** (valeur de pH inférieure à 7 sur l'échelle du papier indicateur).
 Inversement, **lorsqu'une solution contient plus d'ions OH⁻ que d'ions H⁺, elle est basique** (valeur de pH supérieure à 7 sur l'échelle du papier indicateur).
- ◆ La notation utilisée sur l'échelle du papier indicateur est liée à la concentration en protons H⁺ selon l'expression mathématique suivante:

$\text{pH} = -\log_{10}([\text{H}^+])$ (\log_{10} : logarithme décimal; $[\text{H}^+]$ concentration en protons, exprimée en [M], c'est-à-dire en [mol/L]).

- ◆ Ainsi, une solution contenant 10^{-4} M (0.0001 moles/l) de protons est caractérisée par un $\text{pH} = -\log_{10}(10^{-4}) = -(-4) = 4$; cette valeur est inférieure à 7 et la solution est donc acide.

Inversément, une solution contenant $[\text{H}^+] = 10^{-13}$ M est caractérisée par un $\text{pH} = -\log_{10}(10^{-13}) = 13$; cette valeur est supérieure à 7 et la solution est donc basique.

L'eau pure, neutre, contient 10^{-7} M de protons et son $\text{pH} = -\log_{10}(10^{-7}) = 7$.

- ◆ Connaissant la valeur du pH d'une solution, il est aisé de déterminer sa concentration en protons, selon l'expression mathématique suivante:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Ainsi, il apparaît que des solutions caractérisées par des $\text{pH} = 5, 4$ et 3 contiennent 10^{-5} M, 10^{-4} M et 10^{-3} M de protons.

Lorsque le pH de solutions varie de 1 unité, leur concentration en ions H^+ varie donc d'un facteur 10.

- ? 4. A l'aide des résultats expérimentaux consignés dans la table, indiquer si les valeurs de pH mesurées sont cohérentes par rapport aux quantités de solutions d'acides ou de bases ajoutées.
- ? 5. Le papier indicateur de pH permet de mesurer le pH d'une solution avec une précision visuelle de ± 0.5 unités de pH.
 - Si le papier indique $\text{pH} = 3.5$, quelles sont les concentrations minimale et maximale d'acide dans la solution, compte tenu de cette précision?
 - Quel rapport de concentrations relie ces deux valeurs?

RECUPERATION ET NETTOYAGE

Vider toutes les solutions dans l'évier, sous courant d'eau, puis laver la verrerie utilisée à l'eau et la rincer à l'eau déminéralisée.

PREPARATION

Expérience pour un groupe de 2 étudiants.

1. Solution d'acide chlorhydrique 0.01 M:

Ajuster 1.3 mL de HCl concentré (25 %) à 1000 mL avec de l'eau déminéralisée (suffisant pour environ 20-30 groupes).

Autre possibilité: Diluer 100× un titrisol HCl 1 M.

2. Solution d'acide chlorhydrique 0.1 M:

Ajuster 13 mL de HCl concentré (25 %) à 1000 mL avec de l'eau déminéralisée (suffisant pour environ 20-30 groupes).

Autre possibilité: Diluer 10× un titrisol HCl 1 M.

3. Solution d'acide chlorhydrique 1 M:

Ajuster 130 mL de HCl concentré (25 %) à 1000 mL avec de l'eau déminéralisée (suffisant pour environ 20-30 groupes).

Autre possibilité: Utiliser directement un titrisol HCl 1 M.

4. Solution d'hydroxyde de sodium 0.01 M:

Pour 1000 mL de solution (suffisant pour environ 20-30 groupes), peser 0.4 g de NaOH, dissoudre dans de l'eau déminéralisée et compléter à 1000 mL avec de l'eau déminéralisée.

Autre possibilité: Diluer 100× un titrisol NaOH 1 M.

5. Solution d'hydroxyde de sodium 0.1 M:

Pour 1000 mL de solution (suffisant pour environ 20-30 groupes), peser 4 g de NaOH, dissoudre dans de l'eau déminéralisée et compléter à 1000 mL avec de l'eau déminéralisée.

Autre possibilité: Diluer 10× un titrisol NaOH 1 M.

6. Solution d'hydroxyde de sodium 1 M:

Pour 1000 mL de solution (suffisant pour environ 20-30 groupes), peser 40 g de NaOH, dissoudre dans de l'eau déminéralisée et compléter à 1000 mL avec de l'eau déminéralisée.

Autre possibilité: Utiliser directement un titrisol NaOH 1 M.

7. Matériel nécessaire pour un groupe de 2 étudiants:

1 bécher de 250 mL

2-3 porte-éprouvettes

13 éprouvettes

10-15 pipettes Pasteur avec tétine

1 baguette de verre

1 bec Bunsen avec trépied et plaque de céramique, allumettes

1 rouleau de papier indicateur de pH

1 paire de ciseaux

2-3 paires de gants à usage unique

quelques feuilles fraîches de chou rouge

8. Durée de l'expérience:

Environ 60 min de manipulations

DISCUSSION

? **1. Qu'est-ce qui distingue la série d'éprouvettes 1, 3 et 5 au niveau des quantités d'acide chlorhydrique qu'elles contiennent?**

Les éprouvettes 1, 3 et 5 contiennent des volumes équivalents de solutions d'acide chlorhydrique, mais les concentrations initiales de ces dernières diffèrent d'un facteur 10 (1 M, 0.1 M, respectivement 0.01 M).

10 gouttes de HCl 1 M (éprouvette 1) contiennent ainsi 10 fois plus de moles

de HCl que 10 gouttes de HCl 0.1 M (éprouvette 3), respectivement 100 fois plus de moles de HCl que 10 gouttes de HCl 0.01 M (éprouvette 4).

En conséquence, les quantités (et les concentrations) finales d'acide chlorhydrique dans la série des 3 éprouvettes diffèrent également d'un facteur 10.

? 2. Désigner les autres séries d'éprouvettes qui respectent les mêmes rapports de quantités d'acide ou de base.

De manière similaire, la série des éprouvettes 2, 4 et 6 contient des quantités (et des concentrations) finales d'acide chlorhydrique en rapports de 100 à 10 à 1.

Par analogie, les séries des éprouvettes 8, 10 et 12, respectivement 9, 11 et 13 contiennent des quantités (et des concentrations) finales d'hydroxyde de sodium en rapports de 1 à 10 à 100, puisque les concentrations de NaOH utilisées sont de 0.01 M (éprouvettes 8 et 9), 0.1 M (éprouvettes 10 et 11), respectivement 1 M (éprouvettes 12 et 13).

? 3. Proposer une explication simple pour décrire le rôle de la solution de chou rouge et du papier indicateur de pH.

Indiquer les avantages et inconvénients respectifs de la solution de chou rouge et du papier indicateur de pH pour la détermination de l'acidité ou de la basicité de solutions.

Le chou rouge contient des anthocyanines, qui sont des pigments naturels complexes contenus dans de nombreux végétaux et solubles dans l'eau. Les anthocyanines sont également produites dans les feuilles d'arbres en automne, suite à la dégradation de la chlorophylle; dans ce cas, la proportion d'anthocyanines produites dans les feuilles dépend des quantités de sucres stockés par les feuilles et des conditions d'illumination.

Lorsque des anthocyanines sont présentes dans une solution contenant un excès (ou une déficience) en protons, ces molécules complexes se protonent (ou se déprotonent). Il en résulte une subtile modification de leur structure qui conduit à une variation de leur capacité d'absorption de la lumière, avec en conséquence une modification de la coloration de la solution contenant les anthocyanines.

Les substances qui, sans influencer l'acidité ou la basicité d'une solution, en subissent l'influence et modifient leur couleur sont appelées des indicateurs acide-base, ou indicateurs de pH. C'est le cas des anthocyanines ainsi que des pigments contenus dans le papier indicateur de pH.

Un étalonnage précis des différentes couleurs obtenues en fonction des concentrations d'acide ou de base permet ainsi de déterminer si une solution est plus ou moins fortement acide ou basique.

La solution de chou rouge peut donc être utilisée pour caractériser les solutions acides ou basiques; le papier indicateur de pH est cependant d'un usage plus aisé, puisqu'il ne se dégrade pas dans le temps, contrairement à la solution de chou rouge, qui n'est stable que quelques semaines lorsqu'elle est conservée au frais. De plus, avec le papier indicateur de pH, une goutte de solution à tester suffit pour déterminer son pH; ce n'est pas le cas avec la solution de chou rouge, qui peut de plus contaminer la solution à tester.

Ces deux moyens de déterminer le pH d'une solution ne sont cependant que semi-quantitatifs, puisqu'ils ne permettent pas de discriminer précisément

ment des solutions dont le pH est proche (mesure précise à 0.5-2 unités de pH près selon le domaine de pH).

? 4. A l'aide des résultats expérimentaux consignés dans la table, indiquer si les valeurs de pH mesurées sont cohérentes par rapport aux quantités de solutions d'acides ou de bases ajoutées.

Pour les solutions contenant de plus en plus de HCl (éprouvettes 6 à 1), le papier pH prend une coloration du jaune au rouge et indique des valeurs de pH décroissantes, inférieures à 7; ceci est qualitativement en accord avec le résultat théoriquement attendu. Pour ces éprouvettes, la solution de chou rouge prend une coloration du bleu violet (solution la moins acide) au rose puis au rouge cerise (solution la plus acide).

La solution témoin (éprouvette 7), ne contenant que les pigments sans acide ni base, ne modifie pas la couleur du papier pH, qui indique en conséquence $\text{pH} = 7$ (à l'incertitude de lecture près).

Pour les solutions contenant de plus en plus de NaOH (éprouvettes 8 à 13), la coloration du papier pH passe du vert au bleu. Le papier indique des valeurs de pH croissantes, supérieures à 7; ceci est en accord avec le résultat théoriquement attendu. Pour ces éprouvettes, la solution de chou rouge prend une coloration du bleu violet (solution la moins basique) au vert puis au jaune (solution la plus basique).

Il est difficile de vérifier quantitativement la relation existant entre les valeurs de pH mesurées et les volumes d'acide ou de base ajoutés aux éprouvettes, à cause de l'incertitude de lecture du papier indicateur de pH. Cependant, on constate que les résultats sont semi-quantitativement cohérents.

Par exemple, si les pipettes Pasteur utilisées délivrent des gouttes de 30 μL approximativement et que les éprouvettes contiennent environ 5 mL de solution de chou rouge, alors l'éprouvette 5 contient approximativement 240 μL (0.24 mL) de solution HCl 0.1 M (c'est-à-dire $2.4 \cdot 10^{-5}$ mole de H^+); dans ce cas, la concentration en protons dans l'éprouvette 8 est donnée par:

$$[\text{H}^+] = 1000[\text{mL/L}] \cdot 2.4 \cdot 10^{-5}[\text{mole}]/5[\text{mL}] = 4.8 \cdot 10^{-3} \text{ M},$$

et le pH de cette solution est donné par:

$$\text{pH} = -\log_{10}(4.8 \cdot 10^{-3}) = 2.32.$$

L'éprouvette 2, quant à elle, contient approximativement 240 μL (0.24 mL) de solution HCl 1 M (c'est-à-dire $2.4 \cdot 10^{-4}$ mole de H^+ , donc 10 fois plus d'acide que l'éprouvette 5); dans ce cas, la concentration en protons dans l'éprouvette 2 est donnée par:

$$[\text{H}^+] = 1000[\text{mL/L}] \cdot 2.4 \cdot 10^{-4}[\text{mole}]/5[\text{mL}] = 4.8 \cdot 10^{-2} \text{ M},$$

et le pH de cette solution est donné par:

$$\text{pH} = -\log_{10}(4.8 \cdot 10^{-2}) = 1.32.$$

La concentration en protons dans l'éprouvette 2 est 10 fois plus élevée que dans l'éprouvette 5; en conséquence, le pH de l'éprouvette 2 est inférieur (plus acide) de 1 unité que pour l'éprouvette 5.

Pratiquement, il devrait être possible de distinguer cette différence sur le papier indicateur de pH.

? 5. Le papier indicateur de pH permet de mesurer le pH d'une solution avec une précision visuelle de ± 0.5 unités de pH.

- Si le papier indique $\text{pH} = 3.5$, quelles sont les concentrations minimale et

maximale d'acide dans la solution, compte tenu de cette précision?

- Quel rapport de concentrations relie ces deux valeurs?

Si le pH de la solution est exactement égal à 3,5, la concentration en protons est donnée par:

$$[\text{H}^+] = 10^{-3.5} = 3.16 \cdot 10^{-4} \text{ M.}$$

Si l'erreur sur la lecture du pH est de ± 0.5 , le pH mesuré oscille entre 3 et 4; par conséquent, la concentration mesurée en protons oscille selon:

$$[\text{H}^+] = 10^{-3} \rightarrow 10^{-4} \text{ M.}$$

En conclusion, l'erreur sur la concentration en protons est donnée par:

a) Pour la concentration maximale $[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ M}$: $\Delta[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ M} - 3.16 \cdot 10^{-4} \text{ M} = 6.84 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, c'est-à-dire une erreur plus grande que la concentration effective en protons ($100 \cdot (6.84 \cdot 10^{-4}) / (3.16 \cdot 10^{-4}) = 216.5 \%$ d'erreur),

b) Pour la concentration minimale $[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ M}$: $\Delta[\text{H}^+] = 3.16 \cdot 10^{-4} \text{ M} - 10^{-4} \text{ M} = 2.16 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, c'est-à-dire une erreur presque aussi élevée que la concentration effective en protons ($100 \cdot (2.16 \cdot 10^{-4}) / (3.16 \cdot 10^{-4}) = 68.4 \%$ d'erreur).

Bien que l'erreur sur la lecture du pH soit relativement faible (0.5 unités de pH), l'erreur sur le calcul de la concentration en protons est élevée (facteur 10 entre 10^{-3} M et 10^{-4} M ; erreur comprise entre 68.4 % et 216.5 %).