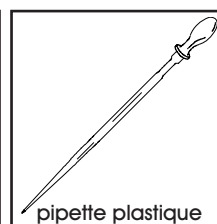
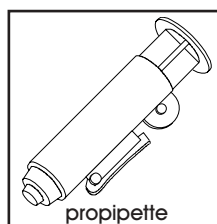
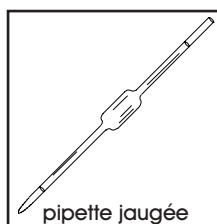
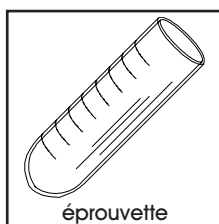


## BUTS

Effectuer la neutralisation de deux acides par une base et aborder les notions de concentration et d'équilibrage d'une réaction (stoechiométrie de réaction).

## MATÉRIEL

6 éprouvettes courtes, 3 pipettes jaugées de 1 mL, 1 propipette, pipettes plastique.



## REACTIFS

Acide chlorhydrique (HCl 0.1 M), acide sulfurique (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0.1 M) hydroxyde de sodium (NaOH 0.5 M), bleu de bromothymol (C<sub>27</sub>H<sub>27</sub>O<sub>5</sub>SBr<sub>2</sub>Na 0.04 %).

HCl	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	NaOH	C <sub>27</sub> H <sub>27</sub> O <sub>5</sub> SBr <sub>2</sub> Na
état .....solution 0.1 M	état .....solution 0.1 M	état .....solution 0.5 M	état .....solution 0.04 %
MM .....36.46 g/mol	MM .....98.07 g/mol	MM .....40.00 g/mol	MM .....646.37 g/mol
<b>X</b>	<b>X</b>		
CH 5	CH 5	CH 3	CH F

## RECOMMANDATIONS

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

MANIPULATIONS  
ET DISCUSSION

1. Au moyen de pipettes jaugées, introduire dans 6 éprouvettes les volumes précis d'acide chlorhydrique, d'acide sulfurique et d'eau mentionnés dans la table ci-dessous (utiliser une pipette différente pour HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> et H<sub>2</sub>O). Ajouter dans chaque éprouvette quelques gouttes de solution de bleu de bromothymol et agiter pour homogénéiser.

Eprouvette	1	2	3	4	5	6
volume de solution HCl 0.1 M	1 mL	1 mL	2 mL			
volume de solution H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 0.1 M				1 mL	1 mL	2 mL
volume d'eau		1 mL			1 mL	

- ◆ La **concentration** d'une substance dans une solution est généralement exprimée en **molarité** (ou **concentration molaire**), c'est-à-dire en moles de cette substance par unité de volume. La molarité est exprimée avec les unités [mol/L] ou [mol·L<sup>-1</sup>], ou plus simplement [M].

- ◆ Pour déterminer la concentration d'une substance dans une solution, il est nécessaire de connaître la masse molaire de la substance, la masse de substance dans la solution et le volume de solution.

Par exemple, le sel de cuisine NaCl a une masse molaire de 58.4 g/mol; une solution aqueuse de 1 L contenant 58.4 g de sel de cuisine (= 1 mol) a donc une concentration en NaCl de 1 mol/L, ou 1 M.

Si on introduit 9.7 g de NaCl dans 50 mL d'eau, la concentration molaire sera calculée comme suit:

$$\{9.7 \text{ g NaCl}\} / \{58.4 \text{ g/mol}\} = 0.166 \text{ mol NaCl}$$

$$\{0.166 \text{ mol NaCl}\} / \{50 \text{ mL}\} \cdot \{1000 \text{ mL/L}\} = 3.32 \text{ mol/L} = 3.32 \text{ M}$$

- ◆ Par analogie, une substance en concentration 0.1 [M] signifie que 0.1 mole de substance est présente dans 1 L de solution.

Par exemple, des solutions de HCl 0.1 M et H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0.1 M contiennent 0.1 mole de HCl (c'est-à-dire 3.65 g de HCl, puisque la masse molaire de HCl est 36.5 g/mol), respectivement 0.1 mole de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (c'est-à-dire 9.81 g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), par litre de solution.

- ◆ Il est également courant d'exprimer la concentration d'une substance en masse par unité de volume (p.ex. [g/L]; lorsque la concentration est très faible, on utilise de préférence [mg/L] ou [µg/L]).



2. Noter le nombre de gouttes de solution d'hydroxyde de sodium à ajouter dans chaque éprouvette, au moyen d'une pipette plastique, jusqu'au changement de coloration de la mixture, en évitant que les gouttes restent sur les parois et en agitant entre chaque goutte.

Compléter le tableau ci-après.

éprouvette	1	2	3	4	5	6
volume de solution HCl 0.1 M	1 mL	1 mL	2 mL			
volume de solution H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 0.1 M				1 mL	1 mL	2 mL
volume d'eau		1 mL			1 mL	
nombre de gouttes ajoutées de solution de NaOH						

- ? 1. Expliquer pourquoi le nombre de gouttes de NaOH ajouté dans les éprouvettes 1 et 2 (ou 4 et 5) est à peu près identique.  
En d'autres termes, quel est le rôle de l'eau dans cette expérience?
- ? 2. Expliquer pourquoi le nombre de gouttes de NaOH ajouté dans l'éprouvette 3 (ou 6) est à peu près le double du nombre de gouttes ajouté dans les éprouvettes 1 et 2 (ou 4 et 5).  
En d'autres termes, quelle est l'importance du volume d'acide introduit au départ?
- ? 3. Proposer la réaction chimique équilibrée qui décrit l'ajout d'hydroxyde de sodium à l'acide chlorhydrique.  
De même, proposer la réaction chimique équilibrée qui décrit l'ajout d'hydroxyde de sodium à l'acide sulfurique.
- ? 4. Expliquer pourquoi le nombre de gouttes de NaOH ajouté dans les éprouvettes 4 et 5 (ou 6) est à peu près le double du nombre de gouttes ajouté dans les éprouvettes 1 et 2 (ou 3).

En d'autres termes, quel est le rôle du type d'acide utilisé dans cette expérience?

- ? 5. Indiquer le rôle joué par le bleu de bromothymol dans la réaction entre la base (NaOH) et l'acide (HCl ou H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>).
- ? 6. Citer deux sources d'imprécision expliquant les fluctuations du nombre de gouttes de NaOH ajoutées.

RECUPERATION  
ET NETTOYAGE

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

## PREPARATION

## Expérience individuelle.

**1. 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 50 étudiants).

**2. Solution d'acide sulfurique 0.1 M:**

Ajuster 5.5 mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> concentré (98 %) à 1000 mL avec de l'eau déminéralisée (suffisant pour environ 50 étudiants).

**3. Solution d'hydroxyde de sodium 0.5 M:**

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

**4. Solution de bleu de bromothymol 0.04 %:**

Pour 100 mL de solution (suffisant pour environ 20-30 étudiants), peser environ 0.04 g C<sub>27</sub>H<sub>27</sub>O<sub>5</sub>SBr<sub>2</sub>Na, dissoudre dans de l'eau déminéralisée et compléter à 100 mL avec de l'eau déminéralisée.

**5. Matériel nécessaire pour 1 étudiant:**

- 1 porte-éprouvettes
- 6 éprouvettes courtes
- 3 pipettes jaugées de 1 mL
- 1 propipette
- 3 pipettes plastique

**6. Recommandation:**

A l'issue de l'expérience, collecter les résultats individuels et établir un **tableau récapitulatif** indiquant la moyenne et l'écart-type sur les nombres de gouttes ajoutées dans chaque éprouvette.

**7. Durée de l'expérience:**

Environ 40 min de manipulations.

## DISCUSSION

**Table des résultats** (les résultats sont fonction des pipettes plastique utilisées; pour la table ci-dessous, les pipettes utilisées délivraient des gouttes de 30 µL environ):

éprouvette	1	2	3	4	5	6
volume de solution HCl	1 mL	1 mL	2 mL			
volume de solution H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>				1 mL	1 mL	2 mL
volume d'eau		1 mL			1 mL	
nombre de gouttes de solution de NaOH	env. 6	env. 6	env. 12	env. 12	env. 12	env. 24

- ? 1. Expliquer pourquoi le nombre de gouttes de NaOH ajouté dans les éprouvettes 1 et 2 (ou 4 et 5) est à peu près identique.

En d'autres termes, quel est le rôle de l'eau dans cette expérience?

L'eau ajoutée dans les éprouvettes 2 et 5 diminue la concentration de protons, mais pas leur quantité absolue par rapport aux éprouvettes 1 et 4. Par conséquent, bien que les solutions soient dans ce cas diluées d'un facteur 2, la quantité de NaOH à ajouter pour atteindre la neutralisation est exactement identique.

- ? 2. Expliquer pourquoi le nombre de gouttes de NaOH ajouté dans l'éprouvette 3 (ou 6) est à peu près le double du nombre de gouttes ajouté dans les éprouvettes 1 et 2 (ou 4 et 5).

En d'autres termes, quelle est l'importance du volume d'acide introduit au départ?

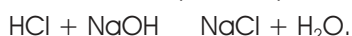
Lorsque le volume d'acide à neutraliser est double (éprouvette 3 par rapport aux éprouvettes 1 et 2; éprouvette 6 par rapport aux éprouvettes 4 et 5), deux fois plus de protons sont présents en solution. Il est donc nécessaire d'ajouter deux fois plus de NaOH pour neutraliser la solution.

- ? 3. Proposer la réaction chimique équilibrée qui décrit l'ajout d'hydroxyde de sodium à l'acide chlorhydrique.

De même, proposer la réaction chimique équilibrée qui décrit l'ajout d'hydroxyde de sodium à l'acide sulfurique.

Dans les deux cas, la réaction est une réaction acide-base, conduisant à la neutralisation de l'acide (HCl ou H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) par la base (NaOH) et à la formation de sel et d'eau.

La réaction équilibrée pour l'acide chlorhydrique est:

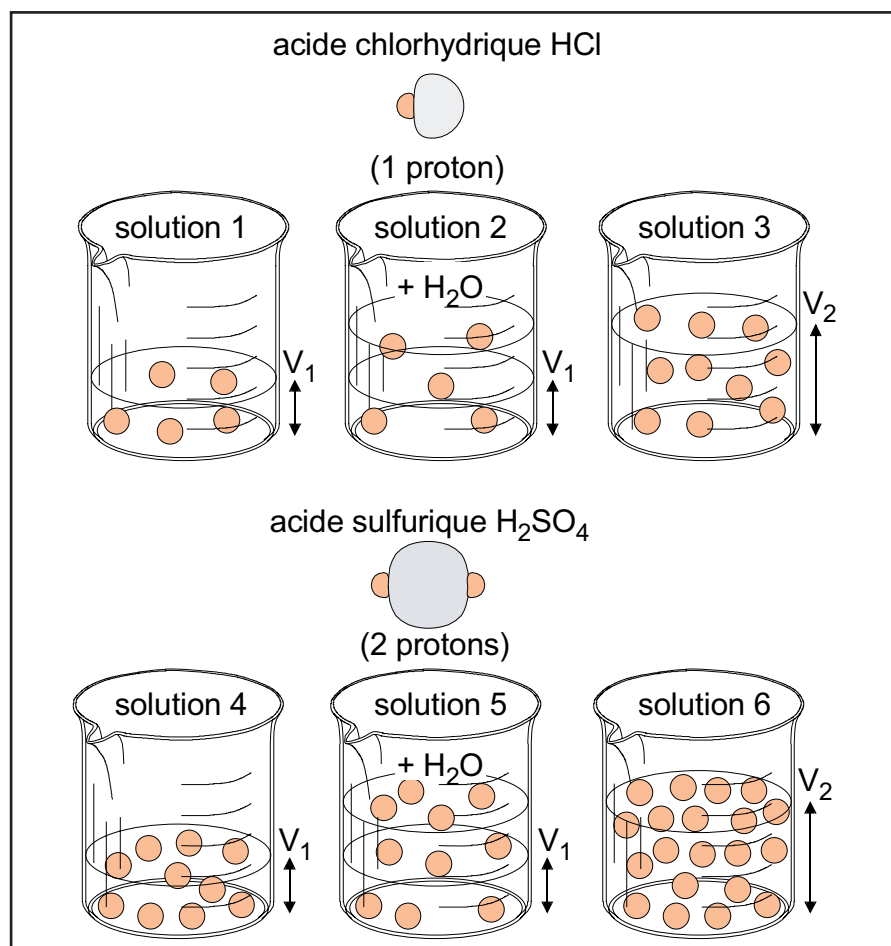


La réaction équilibrée pour l'acide sulfurique est:



- ? 4. Expliquer pourquoi le nombre de gouttes de NaOH ajouté dans les éprouvettes 4 et 5 (ou 6) est à peu près le double du nombre de gouttes ajouté dans les éprouvettes 1 et 2 (ou 3).

En d'autres termes, quel est le rôle du type d'acide utilisé dans cette expérience?



La concentration des solutions de HCl et de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  est identique (0.1 M). Cependant, l'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$  peut céder deux protons à son environnement, tandis que l'acide chlorhydrique HCl ne peut en céder qu'un.

Par conséquent, la concentration en protons est deux fois plus élevée dans la solution de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 0.1 \text{ M}$ ;  $[\text{H}^+] = 0.2 \text{ M}$ ) que dans la solution de HCl ( $[\text{HCl}] = 0.1 \text{ M}$ ;  $[\text{H}^+] = 0.1 \text{ M}$ ).

Ainsi, à volumes équivalents (éprouvettes 1, 2, 4 et 5; éprouvettes 3 et 6), il est nécessaire d'ajouter deux fois plus de NaOH pour les solutions de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  que pour les solutions de HCl, afin de neutraliser les protons présents.

Les proportions relatives d'acides introduites sont schématisées sur la page précédente.

**? 5. Indiquer le rôle joué par le bleu de bromothymol dans la réaction entre la base (NaOH) et l'acide (HCl ou  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).**

Le bleu de bromothymol est un indicateur acide-base, qui prend une coloration différente selon qu'il se trouve dans une solutions plus acide ou plus basique que sa propre acidité.

Le domaine de changement de coloration du bleu de bromothymol est proche de la neutralité.

En milieu acide, cet indicateur se colore en jaune; il vire au vert dès que le pH de la solution est proche de 7, puis au bleu en milieu basique.

**? 6. Citer deux sources d'imprécision expliquant les fluctuations du nombre de gouttes de NaOH ajoutées.**

Les fluctuations observées dans un groupe et entre groupes ont les origines suivantes:

- le diamètre de l'orifice des pipettes plastique varie,
- des gouttes de neutralisant restent sur les parois de la pipette,
- des bulles d'air font varier la taille des gouttes ajoutées,
- le prélèvement initial des volumes d'acides est imprécis,
- le nombre de gouttes de neutralisant n'est pas compté correctement.