

Nom : \_\_\_\_\_ Groupe : \_\_\_\_\_

Date : \_\_\_\_\_

LABORATOIRE PORTANT SUR LA NEUTRALISATION ACIDOBASIQUE  
(CHIMIE, 5<sup>e</sup> SECONDAIRE)

Complète le rapport de laboratoire.

**But** : Calculer la concentration molaire de l'acide chlorhydrique (HCl) neutralisé avec une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH).

**Hypothèse** : Il n'y a pas d'hypothèse.

**Théorie** :

Définitions :

Neutralisation acidobasique :

---

---

Équation générale d'une réaction de neutralisation :

---

Titrage :

---

---

---

pH :

---

---

---

Acide :

---

---

---

---

---

---

Base :

---

---

---

---

---

Solution neutre :

---

---

---

Colorant indicateur :

---

---

---

Point de virage :

---

---

---

Connaissances :

Changement de couleur de la phénolphtaléine : \_\_\_\_\_

Point de virage de la phénolphtaléine : \_\_\_\_\_

Équation de dissociation ionique de l'hydroxyde de sodium :

---

Équation de dissociation ionique de l'acide chlorhydrique :

---

Équation de neutralisation de l'acide chlorhydrique par l'hydroxyde de sodium :

---

Une solution est neutralisée lorsque la quantité d'ions  $H^+$  est \_\_\_\_\_ à la quantité d'ions  $OH^-$ .

Lors d'une neutralisation, le nombre de moles d'acide est \_\_\_\_\_ au nombre de moles de base.

Formule(s) :

$$C = n/V \text{ où}$$

---

---

$$C_A \times V_A = C_B \times V_B \text{ où}$$

---

---

**PROTOCOLE :**

Schéma 1

Titration d'une solution d'acide chlorhydrique (HCl) par une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH)

Matériel :

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

Manipulations :

1. Mesurer 20 mL d'acide chlorhydrique (HCl) à l'aide du cylindre de 25 mL. Noter le volume dans le tableau 1.
2. Introduire l'acide chlorhydrique (HCl) dans l'erlenmeyer de 125 mL.
3. Ajouter une goutte de colorant indicateur (phénolphtaléine) dans l'acide chlorhydrique (HCl).
4. Introduire la solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) dans la burette de 50 mL à l'aide de l'entonnoir en prenant soin d'enlever les bulles d'air.
5. Placer une feuille blanche sous la burette afin de bien voir le changement de couleur de l'indicateur lors de la neutralisation.
6. Ajouter la solution neutralisante d'hydroxyde de sodium (NaOH) à l'intérieur de la solution d'acide chlorhydrique (HCl) tout en agitant l'erlenmeyer.
7. Ajouter goutte à goutte la solution neutralisante, lorsqu'une coloration rose pâle apparaît.
8. Cesser le titrage lorsque la couleur rose pâle persiste durant 15 secondes.
9. Mesurer le volume de la solution neutralisante (NaOH) à l'aide de la burette et noter le volume dans le tableau 1.
10. Calculer la concentration molaire de l'acide à l'aide de la formule  $C_A = (C_B \times V_B) / V_A$ . Noter la concentration molaire de l'acide (HCl) dans le tableau 1.

**RÉSULTATS :**

Tableau 1

Mesures permettant de calculer la concentration molaire de l'acide chlorhydrique (HCl)

Solution neutralisante				Solution à neutraliser			
Nom	$C_{\text{NaOH}}$ (mol/L)	$V_{\text{NaOH}}$ ( $\pm 0,05$ )	$n_{\text{NaOH}}$ (mol)	Nom	$V_{\text{HCl}}$ ( $\pm 0,25$ mL)	$C_{\text{HCl}}$ (mol/L)	$n_{\text{HCl}}$ (mol)

**CALCUL(S) :**

Nombre de moles d'hydroxyde de sodium (NaOH) :

On sait que  $n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HCl}}$

Concentration de la solution d'acide chlorhydrique (HCl) :



