

## 2ème Sciences

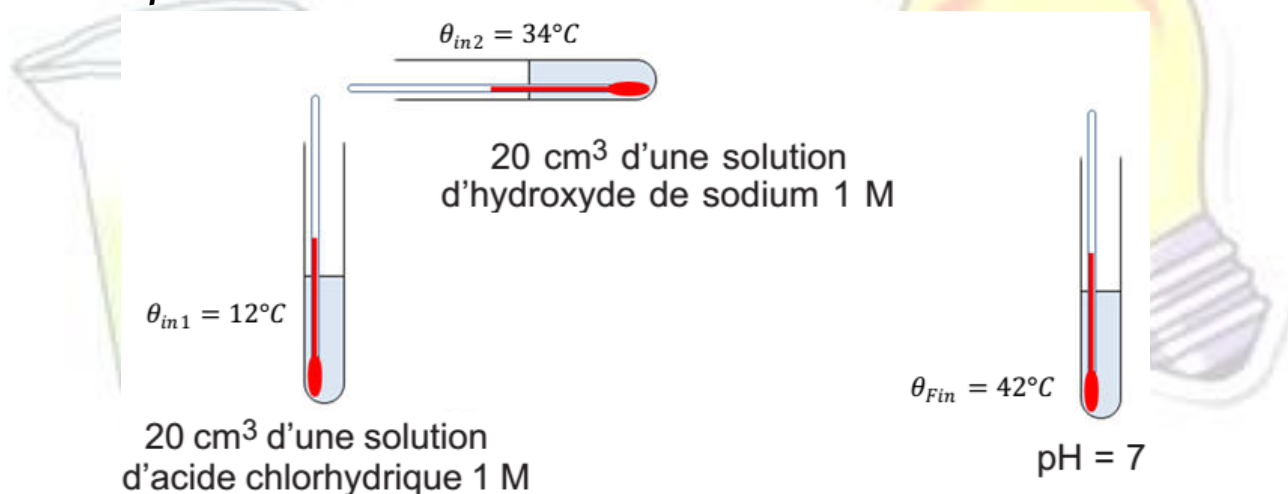
### Thème 2 : Les solutions

## Chap9: Réaction d'un acide fort avec une base forte en solution aqueuse

### I- Etude expérimentale:

#### 1) Etude qualitative de la réaction

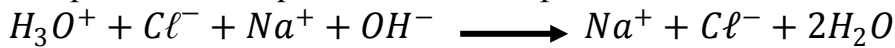
##### a- Expériences et observations



##### b- Interprétation :

- En mélangeant les deux solutions de chlorure d'hydrogène  $HCl$  et d'hydroxyde de sodium  $NaOH$ , il se produit une réaction chimique exothermique.
- Les ions  $Na^{+}$  et  $Cl^{-}$  n'ont pas réagi (ce sont des ions spectateurs).
- Prenons dans un tube à essais une petite quantité de la solution obtenue et chauffons jusqu'à évaporation complète du liquide. On constate l'apparition de cristaux solides au fond et sur les parois du tube. Il s'agit du chlorure de sodium  $NaCl$ . En effet, en dissolvant le dépôt formé dans l'eau distillée, on peut mettre en évidence les ions  $Na^{+}$  par le test à la flamme et les ions  $Cl^{-}$  par le test au nitrate d'argent.
- Comme  $pH \cong 7$  donc  $[H_3O^{+}]_{fin} = 10^{-7} mol.L^{-1}$  alors que  $[H_3O^{+}]_{in} = 1 mol.L^{-1}$   $H_3O^{+}$  a donc diminué. Cette diminution ne peut pas être due à une simple dilution puisque le volume a été multiplié uniquement par 2. On doit donc admettre que les ions  $H_3O^{+}$  ont réagi avec les ions  $OH^{-}$

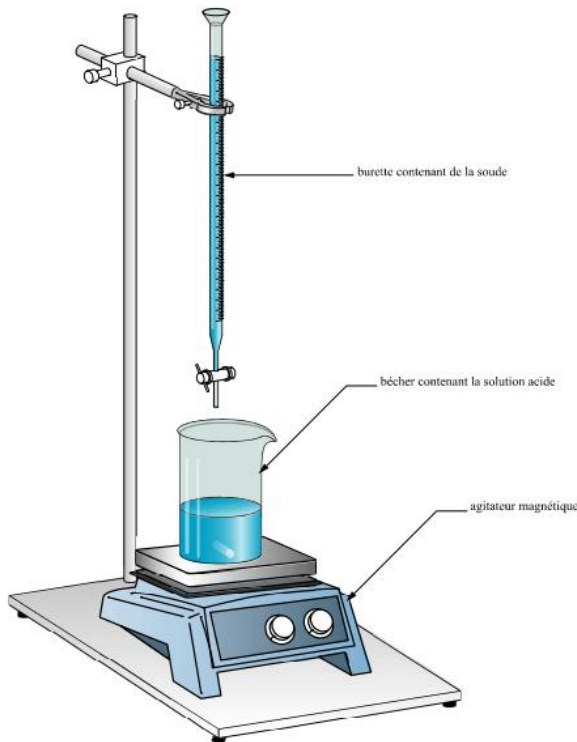
- L'équation chimique de la réaction peut s'écrire :



Son équation simplifiée s'écrit :  $H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$

## 2) Etude quantitative : Variation du $pH$ au cours de la réaction:

### a- Expériences et observations



Introduire dans un bécher un volume  $V_a = 10\text{ mL}$  d'acide chlorhydrique  $10^{-2}\text{ M}$  mesuré à la pipette et deux à trois gouttes de bleu de bromothymol. La solution prend une teinte jaune. A l'aide d'une burette graduée, ajouter par fraction de  $1\text{ mL}$  une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium  $NaOH$   $10^{-2}\text{ M}$

Pour  $V_{b\text{ ajout é}} = 0\text{ mL}$  ;  $pH = 2$  et la solution est jaune

Pour  $V_{b\text{ ajout é}} < 9\text{ mL}$  ; La solution demeure jaune et que le  $pH$  augmente progressivement tout en restant inférieur à 7

Pour  $9\text{ mL} < V_{b\text{ ajout é}} < 11\text{ mL}$  ; une variation brusque du  $pH$  de 3,3 à 10,7 se produit et la couleur de la solution vire du jaune au bleu

Pour  $V_{b\text{ ajout é}} > 11\text{ mL}$  ; le  $pH$  varie légèrement et la couleur de la solution demeure bleue

### b- Interprétation :

- L'augmentation du  $pH$  par addition de la soude correspond à la diminution de la molarité des ions hydronium  $H_3O^+$  qui réagissent avec les ions hydroxyde  $OH^-$  apportés par la soude selon la réaction acide base :  $H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$
- Pour  $V_{b\text{ ajout é}} = 10\text{ mL}$ ,  $pH = 7$ ,  $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}\text{ mol.L}^{-1}$  : la solution est alors **neutre**. En conséquence les ions hydronium  $H_3O^+$  provenant de la dissociation de l'acide chlorhydrique ont réagi complètement avec les ions hydroxyde  $OH^-$  introduits par la base.
- Pour  $V_{b\text{ ajout é}} > 10\text{ mL}$  le  $pH > 7$  car la soude est en excès par rapport à l'acide chlorhydrique. .

## II- L'équivalence acido-basique:

### 1- Définition du point d'équivalence:

Il y a équivalence acido-basique lorsque le nombre de moles d'ions  $H_3O^+$  fournis par l'acide est égal au nombre de moles d'ions  $OH^-$  fournis par la base.

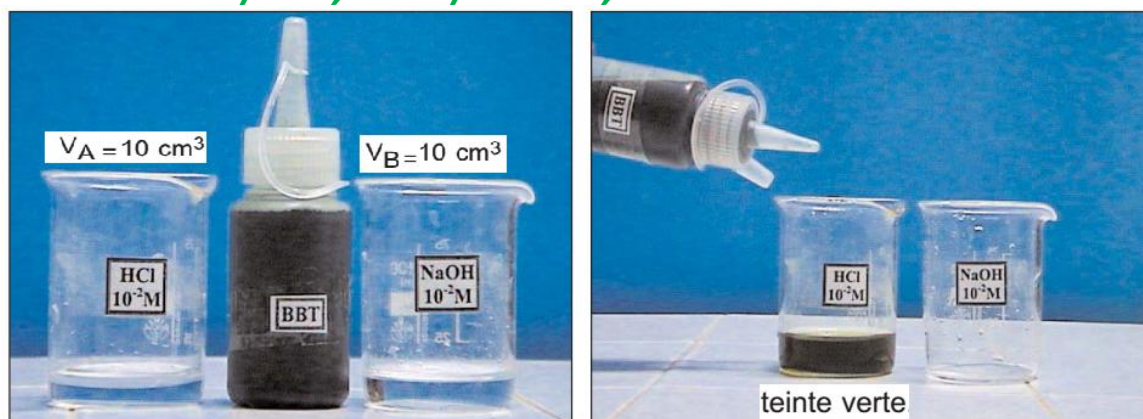
### 2- Relation entre les concentrations molaires à l'équivalence l'eau :

Au point d'équivalence on a :  $n(H_3O^+)_A = n(OH^-)_B$  .

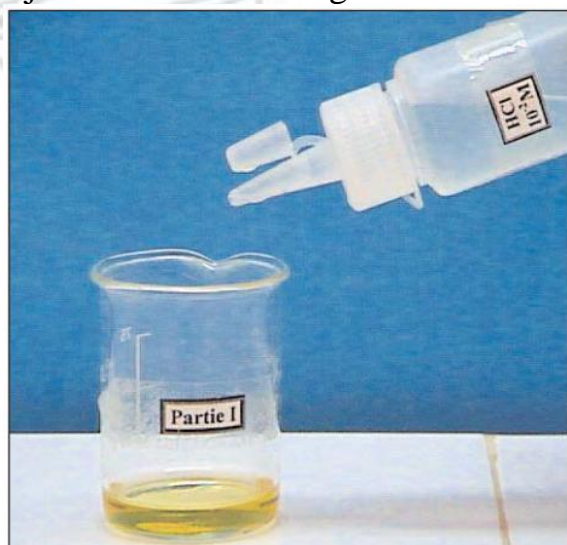
Or :  $n(H_3O^+)_A = C_A \cdot V_A$  et  $n(OH^-)_B = C_B V_{BE}$  . Donc à l'équivalence, on a :  $C_A \cdot V_A = C_B V_{BE}$  .

Cette relation ne s'applique que pour les monoacides et les monobases.

### 3-Détermination pratique du point d'équivalence :



Le mélange réalisé est à l'équivalence acido-basique puisque :  $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$ .  
Ajoutons deux à trois gouttes de BBT au mélange. Celui-ci prend une teinte verte



la solution vire au jaune



la solution vire au bleu

### III-Application : dosage d'un acide fort par une base forte:

#### 1) Définition:

Le dosage d'une solution aqueuse d'acide par une solution de base de concentration molaire  $C_b$  connue consiste à déterminer la concentration molaire  $C_a$  de l'acide.

Réciproquement le dosage d'une solution aqueuse de base par une solution d'acide de concentration molaire  $C_a$  connue consiste à déterminer la concentration molaire  $C_b$  de la base.

#### 2) Réalisation pratique du dosage :

Soit à doser une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $C_a$  inconnue par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire  $C_b = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$ .

Pour cela :

- Introduire dans un erlenmeyer (ou un bécher) propre un volume  $V_a$  (égal à 10 ou à 20 mL par exemple) d'acide chlorhydrique mesuré à la pipette.
- Ajouter deux ou trois gouttes de bleu de bromothymol (BBT) et noter la couleur de la solution.
- Rincer la burette avec un faible volume de la solution d'hydroxyde de sodium.
- Remplir la burette jusqu'au trait zéro avec la solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire  $C_b$  connue.

- Ajouter par petites fractions la solution d'hydroxyde de sodium tout en agitant et surveiller la couleur de la solution.
- Arrêter l'addition de la soude au moment même où la couleur de la solution passe du jaune au bleu. Noter le volume  $V$  de base ajouté à l'équivalence.
- Refaire l'expérience en ajoutant d'abord, en une seule fois un volume  $V$  de soude légèrement inférieur à  $V$  et continuer l'ajout de la base goutte à goutte jusqu'au virage du *BBT*.
- Déterminer le volume moyen  $V_{b.E}$  de base ajouté à l'équivalence après deux ou trois essais.
- Calculer la concentration molaire  $C_a$  de l'acide.

#### **IV- Application:**

On mélange  $10\text{ mL}$  d'une solution d'acide chlorhydrique commerciale avec suffisamment d'eau pour obtenir  $100\text{ mL}$  de solution diluée ( $S_1$ ). On dose  $10\text{ mL}$  de cette solution ( $S_1$ ) par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire  $C_b = 0,15\text{ mol.L}^{-1}$ . L'équivalence est obtenue pour  $V_{b.E} = 7,4\text{ mL}$ .

- 1) La réaction est-elle endothermique ou exothermique ?
- 2) Ecrire l'équation chimique de la réaction de dosage.
- 3) Déterminer la concentration molaire  $C_a$  de la solution d'acide chlorhydrique diluée.
- 4) Déterminer la concentration molaire  $C'_a$  de la solution d'acide commerciale.
- 5) Déterminer la concentration massique de la solution d'acide commerciale.

Exprimer ce résultat en pourcentage massique.

- 6) a. Comment varie le pH au cours du dosage ?
- b. Donner le nom et la formule du sel obtenu.

Données :  $M(\text{HCl}) = 36,5\text{ g.mol}^{-1}$ .

La densité d'acide commerciale est égale à 1,18.

