

2ème Sciences

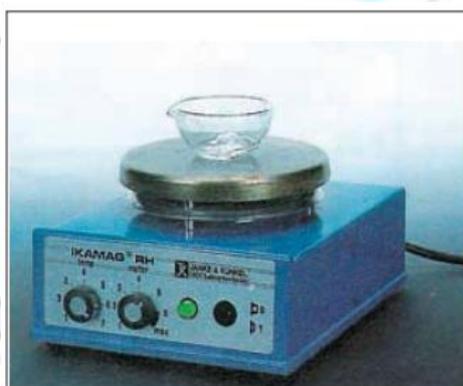
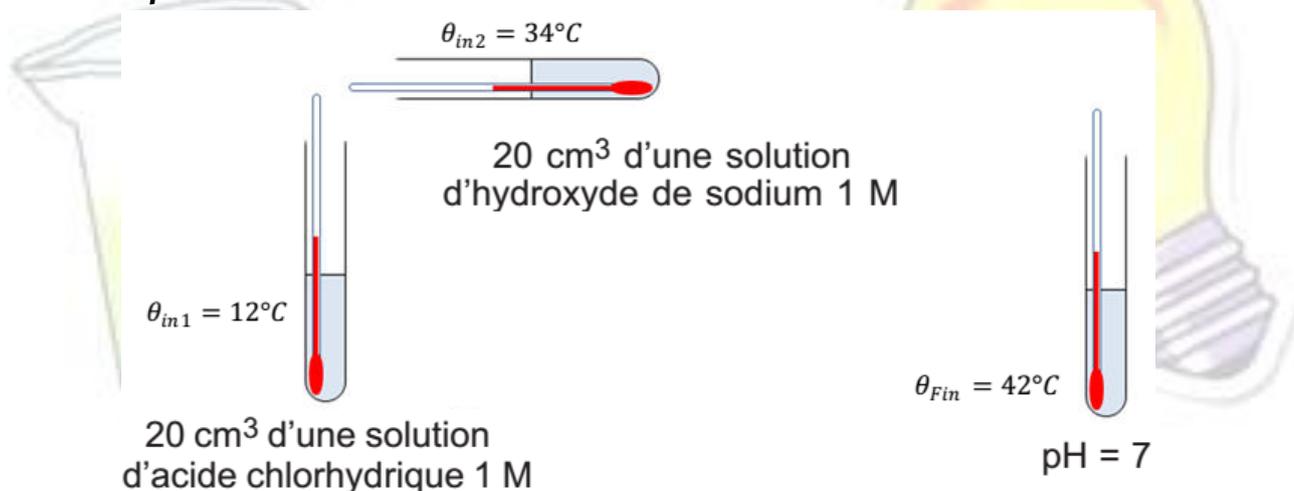
Thème 2 : Les solutions

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^-

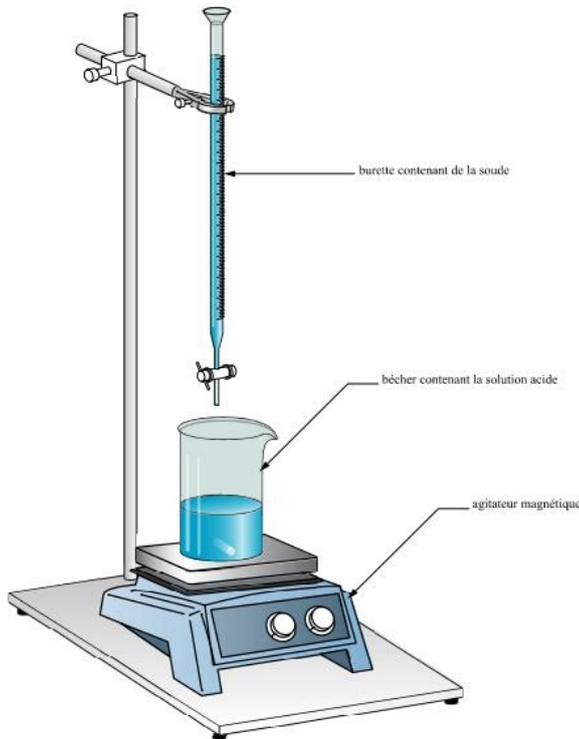
- L'équation chimique de la réaction peut s'écrire :



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} 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 mL une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium $NaOH$ 10^{-2} 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 $V_{b \text{ ajout é}} = 10 \text{ mL}$, $pH = 7$, $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$: 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.

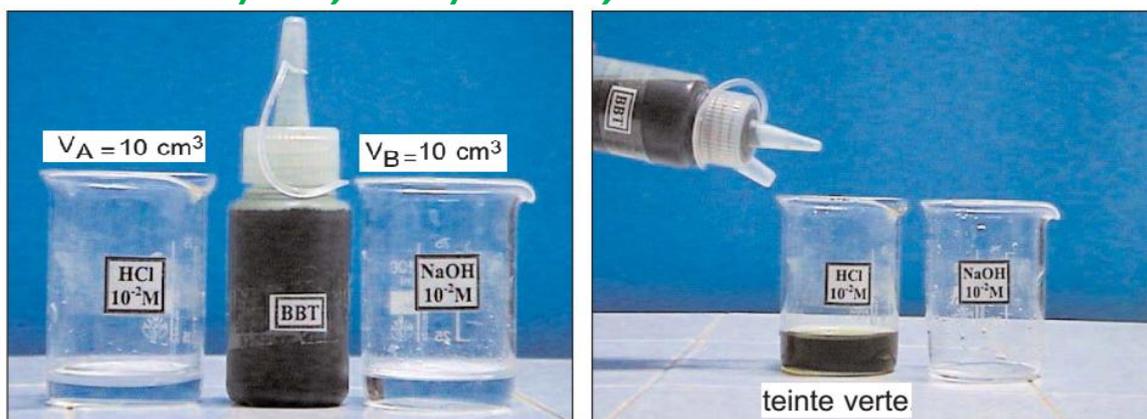
2- Relation entre les concentrations molaires à l'équivalence l'eau :

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

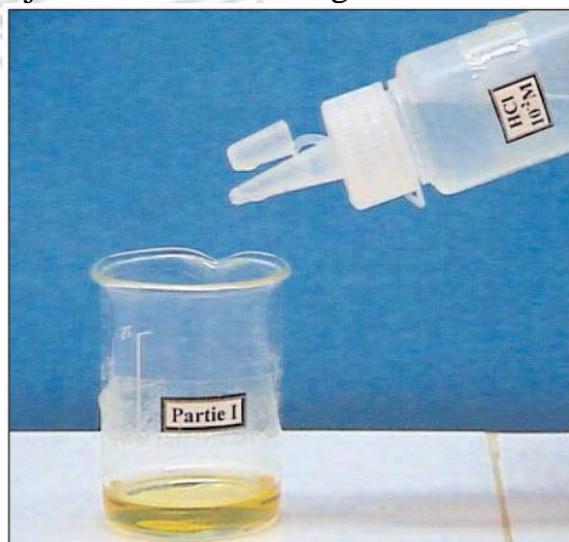
Or : $n(H_3O^+)_A = C_A \cdot V_A$ et $n(OH^-)_B = C_B V_{BE}$. Donc à l'équivalence, on a : $C_A \cdot V_A = C_B V_{BE}$.

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

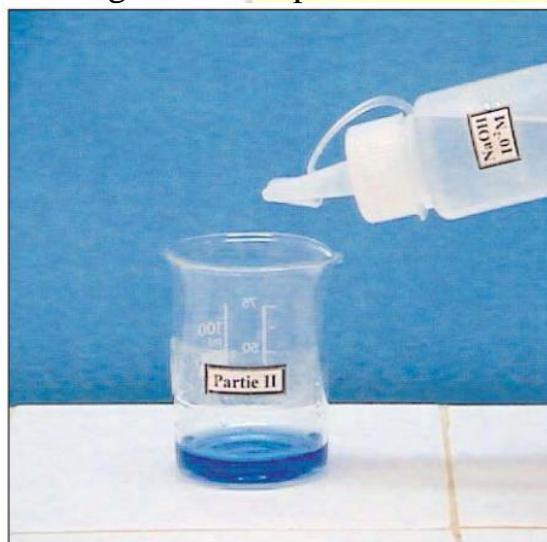
3-Détermination pratique du point d'équivalence :



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 mL d'une solution d'acide chlorhydrique commerciale avec suffisamment d'eau pour obtenir 100 mL de solution diluée (S_1). On dose 10 mL de cette solution (S_1) par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 0,15\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. 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 : $M(\text{HCl}) = 36,5\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

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

