

ACIDES FORTS ET BASES FORTES – REACTION ACIDE-BASE

1. SOLUTION AQUEUSE D'ACIDE FORT :

1.1. Dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau :

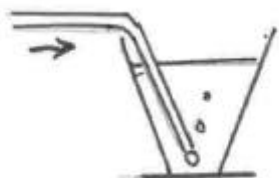
Etape 1 : on prend de l'eau déminéralisée et on mesure la valeur du pH (papier pH ou indicateur coloré B.B.T.) $\Rightarrow$ pH = 7

Etape 2: dissolution du chlorure d'hydrogène gazeux dans l'eau

- fabrication du chlorure d'hydrogène HCl :



- Constatations:



- HCl est très soluble dans l'eau ; les bulles ne remontent pas à la surface
- très grande vitesse de solubilité : expérience du jet d'eau



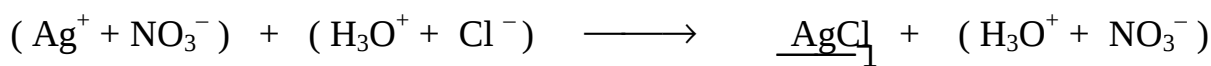
Etape 3 : mesure de pH avec les indicateurs colorés

- B.B.T. JAUNE $\Rightarrow$ pH < 6
- Hélianthine ROUGE $\Rightarrow$ pH < 3,2

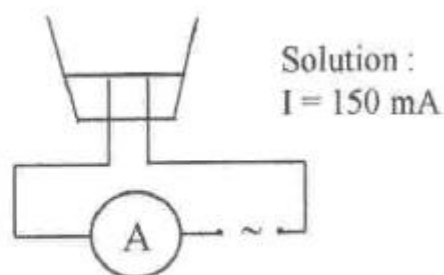
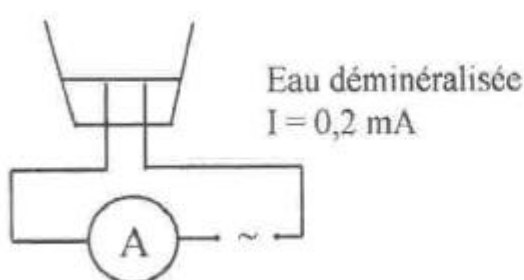
Comme pH < 7 la solution contient des ions H_3O^+ en quantité non négligeable : c'est la dissolution qui les fait apparaître.

Etape 4: caractérisation des ions Cl^-

Action d'une solution de nitrate d'argent : formation de précipité blanc :



Etape 5: vérification de la présence d'ions : conductimétrie



CONCLUSION : par dissolution de chlorure d'hydrogène gazeux HCl dans l'eau, on obtient la solution d'acide chlorhydrique. Cette solution contient :

- des molécules d'eau
- des ions hydronium ou oxonium H_3O^+ et des ions chlorure Cl^- en quantité importante
- des ions hydroxyde HO^- en quantité très faible ($K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-]$)

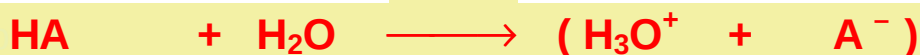
1.2. Dissolution quantitative

- On dissout 10^{-2} mol de chlorure d'hydrogène HCl dans un volume de 1 L d'eau .
- On mesure le pH et on trouve $\text{pH} = 2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- Cela veut dire que **toutes les molécules** de gaz introduites se sont ionisées :

$$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow (\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-)$$

L'acide chlorhydrique est un **acide FORT**. La solution d'acide chlorhydrique doit donc s'écrire : $(\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-)$

Un composé HA qui *s'ionise totalement* lors de sa dissolution dans l'eau est un **ACIDE FORT** :



2. SOLUTION AQUEUSE DE BASE FORTE :

2.1. Dissolution d'hydroxyde de sodium(NaHO) dans l'eau :

Hydroxyde de sodium: solide sous forme de pastilles blanches

Etape 1 : on prend de l'eau déminéralisée et on mesure la valeur du pH (papier pH ou indicateur coloré B.B.T.) $\Rightarrow \text{pH} = 7$

Etape 2 : on dissout l'hydroxyde de sodium dans l'eau :

- très bonne dissolution
- échauffement important : la dissolution est exothermique

Etape 3 : on mesure le pH: on constate que la solution est franchement basique, donc la dissolution a fait apparaître des ions HO^- en quantité importante.

Etape 4 : caractérisation des ions Na^+ : un clou trempé dans la solution et mis dans une flamme donne une coloration caractéristique JAUNE à la flamme.

Etape 5 : vérification de la présence d'ions par conductimétrie



CONCLUSION : par dissolution d'hydroxyde de sodium NaHO dans l'eau, on obtient la solution de soude. Cette solution contient :

- des molécules d'eau
- des ions sodium Na^+ et des ions hydroxyde HO^- en quantité importante
- des ions hydronium H_3O^+ en quantité très faible ($K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-]$)

2.2. Dissolution quantitative :

- on dissout une masse $m = 2$ g d'hydroxyde de sodium dans 1 L d'eau
- $[\text{NaHO}] = \frac{n}{V}$ avec $n = \frac{m}{M} = \frac{2}{40} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \Rightarrow [\text{NaHO}] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- Mesure du pH : on trouve $\text{pH} = 12,7 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-12,7}$ ce qui donne $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$
Comme $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-] \Rightarrow [\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- **CONCLUSION :** comme $[\text{NaHO}] = [\text{HO}^-]$, cela veut dire que tous les cristaux d'hydroxyde de sodium introduits sont ionisés dans l'eau : la **dissociation est totale** donc la solution de soude est une **BASE FORTE**

Une **BASE FORTE** est un composé du type **BHO** qui, au contact de l'eau est **TOTALEMENT DISSOCIE** :



3. RÉACTION ACIDE BASE :

3.1. Etude de la réaction :

- On part d'une solution d'acide chlorhydrique :
 $v_a = 20 \text{ mL}$, de concentration $c_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$: on mesure le pH et on trouve $\text{pH} = 2$
- On ajoute $v_b = 5 \text{ mL}$ de soude de concentration $c_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$: on mesure à nouveau le pH et on trouve : $\text{pH} = 2,22$

Résultats	SOLUTION INITIALE	SOLUTION FINALE
pH	2	2,22
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ en mol.L^{-1}		
$[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$ en mol.L^{-1}		
Nombre de moles d'ions H_3O^+ : $n = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V$ en mol	$V_i = v_a = 0,020 \text{ L}$	$V_f = v_a + v_b = 0,025 \text{ L}$
Nombre de moles d'ions HO^- : $n = [\text{HO}^-] \cdot V$ en mol	$V_i = v_a = 0,020 \text{ L}$	$V_f = 0,025 \text{ L}$

Remarque 1 : quantité d'ions HO^- introduite :
 $n = c_b \cdot v_b = 10^{-2} \cdot 0,005 = 0,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Remarque 2 : quantité d'ions H_3O^+ ayant disparue :
 $n = n_{\text{init}} - n_{\text{final}} = 2 \cdot 10^{-4} - 1,5 \cdot 10^{-4} = 0,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

CONCLUSION :

- les ions HO^- introduits ne se retrouvent pas dans la solution finale ; ils ont donc réagi et disparu
- quantité d'ions H_3O^+ ayant disparue = quantité d'ions HO^- introduite (et disparue)
- La réaction ACIDE – BASE se résume donc à une réaction, 1 mole pour 1 mole, entre les ions H_3O^+ et HO^-
- La réaction acide-base s'écrit donc : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

3.2. Point d'équivalence : E

Lorsqu'on fait un dosage d'une solution d'un monoacide de concentration inconnue c_a par une solution de monobase de concentration connue c_b , le point d'équivalence est atteint lorsque:

$$n_a = n_b$$

n_a = nombre de moles d'ions H_3O^+ présents au début

n_b = nombre de moles d'ions HO^- introduits

Ce qui donne la relation :

$$C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$$

3.3. Dosage : détermination de l'équivalence par différentes méthodes :

• INDICATEURS COLORES

→ Dosage Acide fort – Base forte : c'est le BBT qui est le mieux adapté surtout pour des concentrations assez faibles (trait en pointillé). Pour des solutions assez concentrées (environ $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$) les trois indicateurs peuvent convenir.

→ Dosage Acide fort – Base faible : comme le pH à l'équivalence est inférieur à 7, c'est l'hélianthine qui est le mieux adapté.

→ Dosage Acide faible – Base forte : comme le pH à l'équivalence est supérieur à 7, c'est la phénolphtaléine qui est le mieux adapté.

• COURBE pH = f(v) :

le point équivalent correspond géométriquement à un point d'inflexion et peut être déterminé par la méthode des tangentes.

• VARIATION DE LA CONDUCTIBILITE :

→ au début I est grand (ions H_3O^+)

→ en ajoutant la base, il y a disparition d'ions par la réaction : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ donc I diminue

→ après le point équivalent les ions HO^- rajoutés en surplus font à nouveau augmenter I

