

Niveau : TCDE

Discipline : PHYSIQUE-CHIMIE

CÔTE D'IVOIRE – ÉCOLE NUMÉRIQUE



## THÈME: CHIMIE GÉNÉRALE

### TITRE DE LA LEÇON : ACIDE FORT – BASE FORTE

#### I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

*Un élève en classe de Tle d'un lycée moderne lit au laboratoire du lycée, sur les bouteilles de produits ci-contre, les indications suivantes : « acide chlorhydrique- DÉTARTRANT -DÉCAPANT » « LESSIVE DE SOUDE – Décapant ».*

*Son frère aîné, laborantin au Lycée, lui explique que ces produits contiennent de l'acide chlorhydrique et de l'hydroxyde de sodium très efficaces pour déboucher les évier et faire briller les carreaux.*

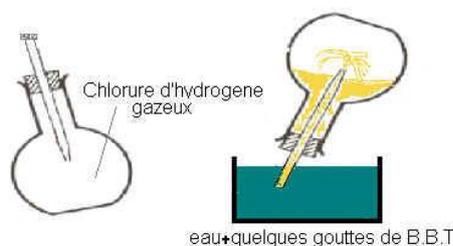
*Le lendemain, il informe ses camarades de classe. Désireux d'en savoir davantage sur ces produits, les élèves entreprennent sous la supervision de leur professeur de connaître les propriétés des solutions aqueuses d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium, d'écrire les équation-bilans des réactions d'un acide fort et d'une base forte avec l'eau et d'utiliser les relations entre le pH et la concentration de l'acide fort ou de la base forte.*



#### II. CONTENU DE LA LEÇON

##### 1. ACIDE FORT.

##### 1.1 Dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau



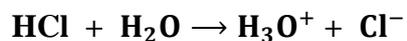
Le chlorure d'hydrogène HCl est un gaz très soluble dans l'eau. Sa dissolution dans l'eau est **exothermique** et donne une **solution aqueuse d'acide chlorhydrique**.

- **Caractère ionique de la solution**

Il faut noter que la solution aqueuse d'acide chlorhydrique préparée est ionique car elle conduit le courant électrique. Elle contient donc des **ions** : les **ions hydronium**  $\text{H}_3\text{O}^+$  et les **ions chlorures**  $\text{Cl}^-$ .

▪ **Nature de la réaction d'ionisation du chlorure d'hydrogène dans l'eau**

Il est aussi important de savoir que la réaction d'ionisation du chlorure d'hydrogène dans l'eau est **totale**. De ce fait, on dit que l'acide chlorhydrique est un **acide fort**. L'équation-bilan de sa réaction avec l'eau s'écrit :



## 1.2 Définition d'un acide fort

Un **acide** HA est dit **fort** s'il réagit totalement avec l'eau.

L'équation-bilan de la réaction s'écrit :  $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$

## 1.3 Quelques exemples d'acides forts

### 1.3.1-monoacides forts

HCl : Acide chlorhydrique.

$\text{HNO}_3$  : Acide nitrique.

HBr : Acide bromhydrique.

HI : Acide iodhydrique.

HF : acide fluorhydrique.

### 1.3.2-diacide fort

$\text{H}_2\text{SO}_4$  : Acide sulfurique

## 1.4 Expression du pH

Le **pH** d'une solution de monoacide fort de concentration  $C_a$  est donné par la relation:

$\text{pH} = -\log C_a$  soit  $C_a = 10^{-\text{pH}}$ . Cette relation n'est valable que lorsque  $10^{-6} \leq C_a \leq 10^{-2}$  (en mol.L<sup>-1</sup>).

Afin de vérifier nos acquis, faisons cette activité d'application

### Activité d'application 1

Une solution de bromure d'hydrogène (HBr) de concentration molaire volumique  $C = 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup> a un  $\text{pH} = 2$  à 25°C. On donne  $K_e = 10^{-14}$ .

1- Montre que l'acide bromhydrique est un acide fort.

2- Écris l'équation-bilan de la réaction de cet acide avec l'eau.

### **Solution**

1- Montrons que l'acide bromhydrique est un acide fort.

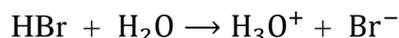
Un acide est fort si son pH et sa concentration molaire sont liés par la relation  $\text{pH} = -\log C$ .

Or  $-\log C = -\log(10^{-2}) = 2$ .

On vient de vérifier que  $\text{pH} = -\log C = 2$ .

Le bromure d'hydrogène (HBr) est donc un acide fort.

2- Equation-bilan de la réaction de HBr avec l'eau



## 2. BASE FORTE

### 2.1 Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

- **Dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau**

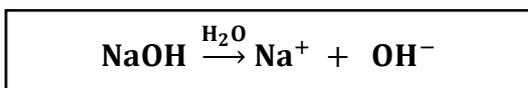
L'hydroxyde de sodium ou soude de formule **NaOH**, est un solide blanc, très soluble dans l'eau. Sa dissolution dans l'eau est **exothermique** et donne une **solution aqueuse d'hydroxyde de sodium**.

- **Caractère ionique de la solution**

La solution aqueuse d'hydroxyde de sodium conduit le courant électrique. Elle contient donc des **ions** : Ce sont les **ions sodium Na<sup>+</sup>** et les **ions hydroxyde OH<sup>-</sup>**.

- **Nature de la réaction de dissociation de l'hydroxyde de sodium dans l'eau**

La dissociation de l'hydroxyde de sodium dans l'eau est **totale**. *De ce fait, on dit que* l'hydroxyde de sodium est une **base forte**. L'équation-bilan de la réaction s'écrit :



### 2.2 Définition d'une base forte

Une base **BOH** (ou **B<sup>-</sup>**) est dite **forte**, si elle réagit totalement avec l'eau.

L'équation-bilan de la réaction s'écrit : **BOH**  $\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$  **B<sup>+</sup>** + **OH<sup>-</sup>** ou **B<sup>-</sup>** + **H<sub>2</sub>O**  $\rightarrow$  **BH** + **OH<sup>-</sup>**

### 2.3 Quelques exemples de bases fortes

#### 2.3.1 -monobases fortes

NaOH : Hydroxyde de sodium.

KOH : Hydroxyde de potassium.

C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>O<sup>-</sup> : Ion éthanolate.

#### 2.3.2. dibase forte

Ca(OH)<sub>2</sub> : Hydroxyde de Calcium

### 2.4 Expression du pH

Le **pH** d'une solution de monobase forte de concentration **C<sub>b</sub>** est donné par la relation:

$\text{pH} = 14 + \log C_b$  soit  $C_b = 10^{14-\text{pH}}$ . Cette relation n'est aussi valable que lorsque  $10^{-6} \leq C_b \leq 10^{-2}$  (en mol.L<sup>-1</sup>).

Afin de vérifier nos acquis, faisons cette activité d'application

#### Activité d'application 2

Une solution d'hydroxyde de potassium KOH de volume  $V = 500 \text{ cm}^3$  et de concentration molaire volumique  $C = 2.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  a un  $\text{pH} = 11,3$  à  $25^\circ \text{ C}$ .

1- Montre que l'hydroxyde de potassium est une base forte.

2- Écris l'équation-bilan de sa réaction de dissociation dans l'eau.

#### **Solution**

1- Montrons que l'hydroxyde de potassium est une base forte

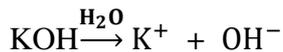
Une base est forte si son pH et sa concentration molaire sont liés par la relation  $\text{pH} = 14 + \log C$ .

Or  $14 + \log C = 14 + \log(10^{-2}) = 12$ .

$\text{pH} = 14 + \log C$ .

L'hydroxyde de potassium est donc une base forte.

## 2- Équation-bilan de la réaction de dissociation de l'hydroxyde de potassium dans l'eau



### SITUATION D'ÉVALUATION

Dans le but de déterminer le pH d'un mélange, le professeur de physique- chimie d'une classe de terminale scientifique d'un lycée met à la disposition d'un groupe de travail :

- une solution d'acide chlorhydrique  $S_1$  de  $\text{pH}_1 = 2$  ;
- une solution d'acide nitrique  $S_2$  de  $\text{pH}_2 = 4$ .

Le groupe obtient une solution  $S$  en prélevant un volume  $v_1 = 100$  ml de  $S_1$  auquel il ajoute un volume  $v_2 = 200$  mL de  $S_2$ .

Les solutions sont à  $25^\circ \text{C}$  où le produit ionique de l'eau est  $K_e = 10^{-14}$ .

En tant que rapporteur du groupe, réponds aux consignes suivantes.

#### 1- Donne

1.1- la définition d'un acide fort.

1.3- les caractéristiques de la réaction d'ionisation d'un acide fort dans l'eau.

#### 2- Écris

2.1- la formule de l'acide chlorhydrique et celle de l'acide nitrique.

2.2- l'équation-bilan de la réaction d'ionisation de chaque acide.

2.3- la formule de chacune des espèces chimiques présentes dans le mélange.

#### 3- Détermine :

3.1- les concentrations molaires volumiques  $C_1$  et  $C_2$  respectives des solutions  $S_1$  et  $S_2$ .

3.2- la concentration molaire volumique de chacun des ions présents dans le mélange.

#### 4- Déduis-en le pH de la solution ainsi préparée.

### **Solution**

#### 1-

##### 1.1- Définition d'un acide fort

Un acide est dit fort si sa réaction avec l'eau est totale.

##### 1.2- Caractéristiques de la réaction d'ionisation d'un acide fort dans l'eau

La réaction d'ionisation d'un acide fort dans l'eau est exothermique, rapide et totale.

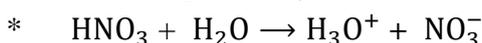
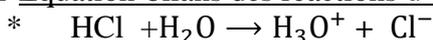
#### 2-

##### 2.1- Formule des acides

Acide chlorhydrique :  $\text{HCl}$ .

Acide nitrique :  $\text{HNO}_3$ .

##### 2.2- Équation-bilans des réactions d'ionisation des acides



##### 2.3- Formules des espèces chimiques présentes dans le mélange

$\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{Cl}^-$  ;  $\text{OH}^-$  ;  $\text{NO}_3^-$  ;  $\text{H}_2\text{O}$ .

#### 3-

##### 3.1- Détermination des concentrations molaires $C_1$ et $C_2$

Solution  $S_1$  :  $C_1 = 10^{-\text{pH}_1} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Solution  $S_2$  :  $C_2 = 10^{-\text{pH}_2} = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow C_2 = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

##### 3.2- Détermination des concentrations des ions dans le mélange

$$* \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V} \text{ or } n_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = 10^{-\text{pH}_1} \cdot V_1 + 10^{-\text{pH}_2} \cdot V_2$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-pH_1} \cdot V_1 + 10^{-pH_2} \cdot V_2}{V}$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-2} \cdot 0,1 + 10^{-4} \cdot 0,2}{0,3} \Rightarrow [H_3O^+] = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$* [Cl^-] = \frac{n_{Cl^-}}{V} \quad \text{or} \quad n_{Cl^-} = C_1 \cdot V_1$$

$$[Cl^-] = \frac{C_1 \cdot V_1}{V} [Cl^-] = \frac{10^{-2} \cdot 0,1}{0,3} \Rightarrow [Cl^-] = 3,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$* [NO_3^-] = \frac{n_{NO_3^-}}{V} \quad \text{or} \quad n_{NO_3^-} = C_2 \cdot V_2$$

$$[NO_3^-] = \frac{C_2 \cdot V_2}{V} [NO_3^-] = \frac{10^{-4} \cdot 0,2}{0,3} \Rightarrow [NO_3^-] = 6,66 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$* [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} [OH^-] = \frac{10^{-14}}{3,4 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow [OH^-] = 2,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

#### 4- Détermination du pH du mélange

$$pH = -\log[H_3O^+] \quad pH = -\log(3,4 \cdot 10^{-3}) \Rightarrow pH = 2,5$$

## IV. EXERCICES

### Exercice 1

Une solution de bromure d'hydrogène (HBr) de concentration  $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  a un  $pH = 2$  à  $25^\circ \text{C}$ . On donne  $K_e = 10^{-14}$ .

- 1- Montre que l'acide bromhydrique est un acide fort.
- 2- Ecris l'équation-bilan de la réaction de cet acide avec l'eau.
- 3- Calcule les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution.

### **Solution**

1-

Calculons le pH de la solution de bromure d'hydrogène.

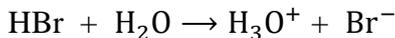
On a :  $pH' = -\log C$

$pH' = -\log(10^{-2})$

$pH' = 2$  or  $pH = 2$

Comme  $pH' = pH = -\log C$ , alors le bromure d'hydrogène (HBr) est un acide fort.

### 2- Equation-bilan de la réaction de HBr avec l'eau



### 3- Inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution

$H_3O^+$  ;  $Br^-$  ;  $OH^-$  ;  $H_2O$ .

#### -Exploitation du pH et du $K_e$

$$* [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$* [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

#### -Electroneutralité de la solution

$$[H_3O^+] = [OH^-] + [Br^-]$$

$$[Br^-] = [H_3O^+] - [OH^-] \quad \text{or} \quad [OH^-] \ll [H_3O^+]$$

$$[Br^-] = [H_3O^+]$$

$$[Br^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

### Exercice 2

Une solution d'hydroxyde de potassium KOH de volume  $V=500 \text{ cm}^3$  et de concentration molaire  $C = 2.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  a un  $\text{pH} = 11,3$  à  $25^\circ \text{ C}$ .

1- Montre que l'hydroxyde de potassium est une base forte.

2-Écris l'équation-bilan de sa réaction de dissociation dans l'eau.

3- Détermine le volume d'eau qu'il faut ajouter à un volume  $V_1= 20 \text{ cm}^3$  de la solution précédente, pour obtenir une solution de  $\text{pH}_2 = 11$ .

### **Solution**

1-

Calculons le pH de la solution d'hydroxyde de potassium.

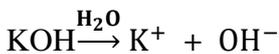
$$\text{On a : } \text{pH}' = 14 + \log C$$

$$\text{pH}' = 14 + \log(2.10^{-3})$$

$$\text{pH}' = 11,3 \quad \text{or} \quad \text{pH} = 11,3$$

Comme  $\text{pH}' = \text{pH} = 14 + \log C$ , alors l'hydroxyde de potassium (KOH) est une base forte.

2-Équation-bilan de la réaction de dissociation de l'hydroxyde de potassium dans l'eau



3-Détermination du volume d'eau nécessaire

$$C \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{C \cdot V_1}{C_2} \text{ avec } V_2 = V_1 + V_e$$

$$V_1 + V_e = \frac{C \cdot V_1}{C_2} \text{ or } C_2 = 10^{\text{pH}_2 - 14}$$

$$V_e = \frac{C \cdot V_1}{10^{\text{pH}_2 - 14}} - V_1$$

$$V_e = \frac{2.10^{-3} \cdot 20.10^{-3}}{10^{11-14}} - 20.10^{-3} \Rightarrow V_e = \underline{0,02\text{L}}$$

### Exercice 3:

Soit une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium NaOH dont le pH est de 11,5.

1. Détermine la concentration molaire volumique de cette solution.

2. Calcule la masse d'hydroxyde de sodium solide à dissoudre dans l'eau pour préparer un volume  $V = 100 \text{ mL}$  de cette solution.

### Solution:

1. **NaOH** est une base forte donc  $\text{pH} = 14 + \log C$ ;  $C = 10^{\text{pH}-14}$  A.N.  $C = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

2. La quantité de matière  $n = m/M = C \cdot V$  ce qui donne:  $m = M \cdot C \cdot V$  A.N.  $m = 1,26 \text{ g}$ .

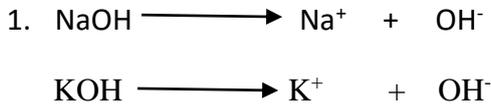
### Exercice 4:

Une chaude discussion s'engage entre deux de tes amis de classe. L'un soutient que si on mélange deux solutions de bases fortes, le pH du mélange est égal à la somme des pH des solutions. L'autre rejette catégoriquement cette assertion. Pour les départager, ils te sollicitent pour déterminer le pH d'un mélange obtenu avec un volume  $V_1=100 \text{ mL}$  de NaOH de concentration  $C_1=10^{-2} \text{ mol/L}$  et un volume  $V_2=75\text{mL}$  de KOH de concentration  $C_2=1;5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ .

1. Ecris les équations-bilan de dissolution de NaOH et de KOH dans l'eau.

2. Donne l' expression de la quantité de matière des ions hydroxyde  $\text{OH}^-$  dans:
  - 2.1. La solution de soude  $\text{NaOH}$  en fonction de  $C_1$  et  $V_1$
  - 2.2. La solution de potasse  $\text{KOH}$  en fonction de  $C_2$  et  $V_2$
3. Détermine le pH de chacune des solutions
4. Détermine le pH du mélange.
5. Comparer le pH du mélange et la somme des pH des solutions et conclure.

**Solution:**



2.

$$2.1. N_1 = C_1 \cdot V_1$$

$$2.2. N_2 = C_2 \cdot V_2$$

3. Ce sont des bases fortes donc  $\text{pH} = 14 + \log C$  d'où
 

Pour $\text{NaOH}$ ,	$\text{pH}_1 = 14 + \log C_1$	$\text{pH}_1 = 12$
Pour $\text{KOH}$ ,	$\text{pH}_2 = 14 + \log C_2$	$\text{pH}_2 = 12,17$
4. pH du mélange

-Quantité de matière de  $\text{OH}^-$  est  $n = (C_1 V_1 + C_2 \cdot V_2)$

-La concentration en  $\text{OH}^-$  est  $[\text{OH}^-] = n / (V_1 + V_2)$

- pH vaut  **$\text{pH} = 14 + \log[\text{OH}^-]$**

**AN pH = 12,08**

5. la somme des pH donne:  $12,0 + 12,17 = 24,17$

Or le pH du mélange est de 12,08

Conclusion: le pH d'un mélange n'est pas égal à la somme des pH des solutions mélangées.

**Exercices 5:**

Un de tes camarades de quartier vient te remettre le sujet de chimie du concours organisé par son lycée pour déceler les meilleurs élèves en la matière. Il te dit que s'agissant les pH à calculer, il a trouvé:

Pour le mélange  $S_1$ :  $\text{pH} = 3,38$

Pour le mélange  $S_2$ :  $\text{pH} = 4,21$

Sachant que tu es très bien en chimie, il te demande de vérifier ses résultats afin qu'il puisse estimer ses chances de réussite au concours.

Le sujet est ainsi libellé:

Dans un bécher, un professeur de Physique-Chimie effectue le mélange  $S_1$  suivant:

-  $V_1 = 50\text{mL}$  de chlorure d'hydrogène de concentration  $C_1 = 10^{-3}\text{mol/L}$ ,

-  $V_2 = 75\text{mL}$  d'acide nitrique de concentration  $C_2 = 10^{-4}\text{mol/L}$ ,

-  $v_3 = 0,6\text{mL}$  de bromure d'hydrogène gazeux dans les conditions où  $V_m = 24\text{L/mol}$ .

-  $V_4 = 75\text{mL}$  d'eau distillée.

Ensuite, le professeur ajoute un volume  $V_e$  d'eau distillée dans le mélange  $S_1$  pour obtenir le mélange  $S_2$  dont la concentration en ions nitrate  $\text{NO}_3^-$  vaut  $2 \cdot 10^{-5}\text{mol/L}$ .

1.

- 1.1. Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange  $S_1$ ;
- 1.2. Calcule les concentrations de toutes les espèces dans le mélange  $S_1$ ;
- 1.3. Calcule le pH de la solution  $S_1$ .

2.

- 2.1. Détermine le volume  $V_e$ ;
- 2.2. Calcule les concentrations de toutes les espèces présentes dans  $S_2$ ;
- 2.3. Calcule le pH de la solution  $S_2$ .

Solution:

1. Inventaire des espèces en solution:  $H_3O^+$ ,  $OH^-$ ,  $NO_3^-$ ,  $Br^-$ ,  $Cl^-$ ,  $H_2O$
2. Concentrations en mol/L

$$[H_3O^+] = (C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 + v_3 / V_m) / (V_1 + V_2 + V_4) \quad \text{A.N.} \quad [H_3O^+] = 4,125 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = K_e / [H_3O^+] \quad \text{A.N.} \quad [OH^-] = 2,49 \cdot 10^{-19} \text{ mol/L}$$

$$[NO_3^-] = C_2 \cdot V_2 / (V_1 + V_2 + V_4) \quad \text{A.N.} \quad [NO_3^-] = 3,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[Br^-] = (v_3 / V_m) / (V_1 + V_2 + V_4) \quad \text{A.N.} \quad [Br^-] = 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[Cl^-] = C_1 \cdot V_1 / (V_1 + V_2 + V_4) \quad \text{A.N.} \quad [Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

### 1.3. pH du mélange $S_1$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] \quad \text{A.N.} \quad \text{pH} = 3,38$$

2.

2.1.

$$[NO_3^-] = C_2 \cdot V_2 / (V_1 + V_2 + V_4 + V_e) \quad \text{donc } V_e = C_2 \cdot V_2 / ([NO_3^-] -) / (V_1 + V_2 + V_4)$$

$$\text{A.N.} \quad V_e = 0,175 \text{ mL}$$

$$2.2. [H_3O^+] = (C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 + v_3 / V_m + V_e) / (V_1 + V_2 + V_4 + V_e) \quad \text{A.N.} \quad [H_3O^+] = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.}$$

$$[OH^-] = K_e / [H_3O^+] \quad \text{A.N.} \quad [OH^-] = 4,54 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$[NO_3^-] = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L;}$$

$$[Br^-] = (v_3 / V_m) / (V_1 + V_2 + V_4 + V_e) \quad \text{A.N.} \quad [Br^-] = 6,67 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[Cl^-] = C_1 \cdot V_1 / (V_1 + V_2 + V_4 + V_e) \quad \text{A.N.} \quad [Cl^-] = 1,33 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.}$$

### 2.3. pH du mélange $S_2$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] \quad \text{A.N.} \quad \text{pH} = 3,66$$

**Conclusion:** les chances de réussite au concours du camarade sont réduites car il n'a pas trouvé la valeur du pH du mélange  $S_2$

### III. DOCUMENTATION

Les acides forts sont principalement utilisés pour :

- les dosages acide-base ;
- les hydrolyses.

L'un des avantages des acides forts est qu'une faible quantité suffit à acidifier une solution ; parfois quelques gouttes d'acide suffisent. Un acide fort se dissocie en libérant une grande quantité d'ions hydronium, ce qui a pour conséquence de baisser le pH d'une solution. Par définition, plus une solution contient d'ions hydronium, plus elle est acide. Une solution acide permet de casser certaines liaisons chimiques, ce qui est parfois d'une grande utilité.

Un acide fort réagit rapidement avec une base forte. La réaction est totale et exothermique ; des projections peuvent avoir lieu.

Les acides forts sont corrosifs ; c'est pourquoi on les utilise pour nettoyer des tartres sur les sols (exemple de l'acide muriatique). Il faut les manipuler avec précaution à cause de leur toxicité et de leur caractère corrosif.

Principaux acides forts

- L'acide chlorhydrique ou solution aqueuse du chlorure d'hydrogène HCl
- L'acide sulfurique  $H_2SO_4$
- L'acide nitrique  $HNO_3$
- L'acide iodhydrique ou solution aqueuse de l'iode d'hydrogène HI
- L'acide bromhydrique ou solution aqueuse de bromure d'hydrogène HBr
- L'acide perchlorique  $HClO_4$
- L'acide chlorique  $HClO_3$
- L'acide permanganique  $HMnO_4$
- L'acide manganique  $H_2MnO_4$ .

Ces acides forts se dissocient totalement dans l'eau, de sorte que les molécules initiales (HCl, HBr, HI,  $HNO_3$ ,  $HClO_4$ ,  $H_2SO_4$ ) disparaissent, libérant des cations hydronium  $H_3O^+$  et divers anions  $X^-$ .

Souvent, les bases fortes sont des oxydes métalliques et des hydroxydes métalliques et surtout des oxydes et hydroxydes des métaux alcalins et des métaux alcalino-terreux.

- L'oxyde de sodium  $Na_2O$  et l'hydroxyde de sodium ou soude (NaOH)
- L'oxyde de potassium  $K_2O$  et l'hydroxyde de potassium ou *potasse* (KOH)
- L'oxyde de césium  $Cs_2O$  et l'hydroxyde de césium (CsOH)
- L'oxyde de calcium CaO et l'hydroxyde de calcium ( $Ca(OH)_2$ )
- L'oxyde de baryum BaO et l'hydroxyde de baryum ( $Ba(OH)_2$ ).

Source : [wikipédia](#)