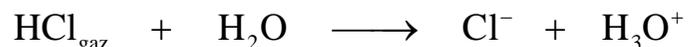


<b>Niveau : T<sup>le</sup> D</b>	<b>OG 6</b> : ANALYSER LES PHENOMENES QUI ONT LIEU AU COURS DE REACTIONS ACIDE-BASE.	
<b>TITRE : ACIDE FORT – BASE FORTE</b>		<b>Durée : 4 H</b>
<b>Objectifs spécifiques :</b>	<p><b>OS 3</b> : Définir les notions d'acide fort et de base forte à partir des solutions aqueuses de chlorure d'hydrogène et d'hydroxyde de sodium.</p> <p><b>OS 7</b> : Interpréter la courbe de variation du pH au cours d'une réaction acide-base.</p>	
<b>Moyens :</b>		
<b>Vocabulaire spécifique :</b>		
<b>Documentation</b> : Livres de Chimie AREX Terminale C et D, Eurin-gié Terminale D. Guide pédagogique et Programme		
<p><b>Amorce :</b></p> <div style="text-align: center;">  <p><b>Fomesoutra.com</b> ça soutra ! Docs à portée de main</p> </div>		
<p><b>Plan du cours :</b></p> <p>I) Acide fort</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>1° Etude de la solution d'acide chlorhydrique <ul style="list-style-type: none"> <li>1.1° Etude quantitative <ul style="list-style-type: none"> <li>1.1.1° Inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution</li> <li>1.1.2° Exploitation des valeurs de pH et de Ke</li> <li>1.1.3° Electroneutralité de la solution</li> <li>1.1.4° Conservation de la matière</li> </ul> </li> <li>2° Définition d'un acide fort</li> <li>3° pH d'un acide fort</li> </ul> </li> </ul> <p>II) Base forte</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>1° Etude de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium <ul style="list-style-type: none"> <li>1.1° Etude quantitative <ul style="list-style-type: none"> <li>1.1.1° Inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution</li> </ul> </li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>1.1.2° Exploitation des valeurs de pH et de Ke</li> <li>1.1.3° Electroneutralité de la solution</li> <li>1.1.4° Conservation de la matière</li> <li>2° Définition d'une base forte</li> <li>3° pH d'une base forte</li> </ul> <p>III) Réaction entre un acide fort et une base forte</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>1° Caractéristiques de la réaction <ul style="list-style-type: none"> <li>1.1° Réaction exothermique</li> <li>1.2° Réaction totale</li> </ul> </li> <li>2° Equation-bilan de la réaction</li> <li>3° Evolution du pH au cours de la réaction entre une solution d'acide chlorhydrique et une solution d'hydroxyde de sodium <ul style="list-style-type: none"> <li>3.1° Expérience et résultats</li> <li>3.2° Tracé de la courbe <math>\text{pH} = f(V_b)</math></li> <li>3.3° Equivalence acido-basique <ul style="list-style-type: none"> <li>3.3.1° Définition</li> <li>3.3.2° Relation à l'équivalence</li> <li>3.3.3° pH du mélange à l'équivalence</li> </ul> </li> </ul> </li> </ul>	

**I) Acide fort**

**1° Etude de la solution d'acide chlorhydrique**

La solution d'acide chlorhydrique est obtenue par dissolution du chlorure d'hydrogène (HCl) gazeux dans l'eau. Cette dissolution est une réaction chimique, très exothermique, traduite par l'équation-bilan suivante :



**1.1° Etude quantitative**

Considérons une solution  $S_1$  d'acide chlorhydrique de concentration  $C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

La mesure du pH de la solution à  $25^\circ \text{C}$  donne  $\text{pH} = 2$ .

La méthode générale d'étude des solutions est la suivante :

**1.1.1° Inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution**

Les espèces chimiques présentes dans la solution  $S_1$  sont :

Ions :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{Cl}^-$       molécules :  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}_{\text{restant}}$ .

**1.1.2° Exploitation des valeurs de pH et de  $K_e$**

\*  $\text{pH} = 2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

\*  $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$ .

A  $25^\circ \text{C}$ ,  $K_e = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}}$  soit  $[\text{OH}^-] = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$ .

**Remarque** : Espèces majoritaires, minoritaires, ultra-majoritaires ou ultra-minoritaires.

\* Une espèce chimique A est **minoritaire** devant une espèce chimique B si

$$\frac{[A]}{[B]} \leq 10^{-2} ; B \text{ est alors } \mathbf{majoritaire} \text{ devant A.}$$

\* Une espèce chimique A est **ultra-minoritaire** devant une espèce chimique B si

$$\frac{[A]}{[B]} \leq 10^{-4} ; B \text{ est alors } \mathbf{ultra-majoritaire} \text{ devant A.}$$

**Les concentrations des espèces minoritaires et ultra-minoritaires seront négligées dans les équations d'électroneutralité des solutions.**

### **1.1.3° Electroneutralité de la solution**

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

$$[Cl^-] = [H_3O^+] - [OH^-] \text{ or } [OH^-] \square [H_3O^+]$$

$$[Cl^-] \approx [H_3O^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} .$$

### **1.1.4° Conservation de la matière**

$$C_{HCl} = C_a = [Cl^-] + [HCl]_{\text{restant}}$$

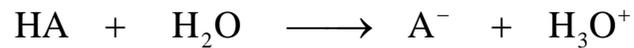
$$[HCl]_{\text{restant}} = C_a - [Cl^-] = 10^{-2} - 10^{-2}$$

$$[HCl]_{\text{restant}} = 0$$

**Il n'y a plus** de molécules de HCl dans la solution d'acide chlorhydrique : la **réaction d'ionisation** du chlorure d'hydrogène est **totale**.

## **2° Définition d'un acide fort**

Un acide **AH** est dit **fort** en solution aqueuse si sa réaction avec l'eau est totale :



### Exemples :

Monoacide : HCl acide chlorhydrique ; HBr acide bromhydrique ; HI acide iodhydrique ; HNO<sub>3</sub> acide nitrique.

Diacide : H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> acide sulfurique.



### 3° pH d'un acide fort

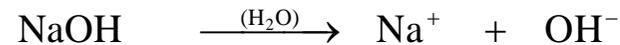
Le pH d'un monoacide fort de concentration C<sub>a</sub> est donné par la relation suivante :

$$\text{pH} = -\log C_a$$

## II) Base forte

### 1° Etude de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

L'hydroxyde de sodium ou soude (NaOH) est un solide ionique constitué d'ions Na<sup>+</sup> et OH<sup>-</sup>. Il est soluble dans l'eau et se dissocie selon l'équation-bilan suivante :



Cette dissolution est une réaction chimique très exothermique.

### 1.1° Etude quantitative

Considérons une solution aqueuse S<sub>2</sub> d'hydroxyde de sodium C<sub>b</sub> = 10<sup>-2</sup> mol.L<sup>-1</sup>. A 25° C, la mesure de son pH donne pH = 12.

#### 1.1.1° Inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution

Les espèces chimiques présentes dans la solution S<sub>2</sub> sont :

Ions : H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, OH<sup>-</sup>, Na<sup>+</sup>      molécules : H<sub>2</sub>O, NaOH<sub>restant</sub>

### 1.1.2° Exploitation des valeurs de pH et de Ke

$$* \text{ pH} = 12 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$* \text{ Ke} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{\text{Ke}}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$\text{A } 25^\circ \text{ C, Ke} = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} \text{ soit } [\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-12}}{10^{-2}} = 10^{-10} \leq 10^{-4} \Rightarrow [\text{OH}^-] \text{ ultra-majoritaire devant } [\text{H}_3\text{O}^+].$$



### 1.1.3° Electroneutralité de la solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ or } [\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-]$$

$$[\text{Na}^+] \approx [\text{Cl}^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

### 1.1.4° Conservation de la matière

$$C_{\text{NaOH}} = C_b = [\text{Na}^+] + [\text{NaOH}]_{\text{restant}}$$

$$[\text{NaOH}]_{\text{restant}} = C_b - [\text{Na}^+] = 10^{-2} - 10^{-2}$$

$$[\text{NaOH}]_{\text{restant}} = 0$$

Il **n'y a plus** de molécules de NaOH dans la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium : la **dispersion** de l'hydroxyde de sodium dans l'eau est **totale**.

### 2° Définition d'une base forte

Une base  $\text{B}^-$  est dite **forte** en solution aqueuse si sa réaction avec l'eau est totale :



### Exemples :

Monobase : NaOH hydroxyde de sodium ; KOH hydroxyde de potassium ; C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>O<sup>-</sup> ion éthanolate.

Dibase : Ca(OH)<sub>2</sub> hydroxyde de calcium.



### 3° pH d'une base forte

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

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

**Remarque** : Les relations  $\text{pH} = -\log C_a$  pour les acides forts et  $\text{pH} = 14 + \log C_b$  pour les bases fortes ne sont valables que lorsque  $10^{-6} \text{ mol.L}^{-1} < C < 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

## III) Réaction entre un acide fort et une base forte

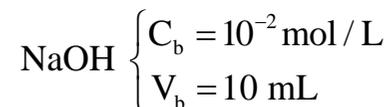
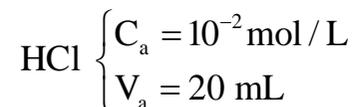
### 1° Caractéristiques de la réaction

#### 1.1° Effet thermique de la réaction

Le mélange d'une solution de chlorure d'hydrogène et d'une solution d'hydroxyde de sodium s'accompagne d'une élévation de la température. La réaction qui se produit est donc **exothermique**.

#### 1.2° Nature de la réaction

A une solution d'acide chlorhydrique de volume V<sub>a</sub> = 20 mL et de concentration C<sub>a</sub> = 10<sup>-2</sup> mol/L, ajoutons un volume V<sub>b</sub> = 10 mL d'une solution de NaOH de concentration C<sub>b</sub> = 10<sup>-2</sup> mol/L. La mesure du pH du mélange donne la valeur pH = 2,5. Calculons les quantités d'ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> et OH<sup>-</sup> présents dans la solution avant et après le mélange.



- Avant le mélange (état initial) :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_i = C_a V_a = 10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(\text{OH}^-)_i = C_b V_b = 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3} = 10^{-4} \text{ mol.}$$

- Après le mélange (état final) :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot (V_a + V_b) = 10^{-\text{pH}} \cdot (V_a + V_b)$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = 10^{-2,5} \times 30 \cdot 10^{-3} = 9,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \approx \mathbf{10^{-4} \text{ mol.}}$$

$$n(\text{OH}^-)_f = [\text{OH}^-]_f \cdot (V_a + V_b) = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_f} \cdot (V_a + V_b)$$

$$n(\text{OH}^-)_f = 10^{-14+2,5} \times 30 \cdot 10^{-3} = 9,5 \cdot 10^{-14} \text{ mol} \approx \mathbf{0 \text{ mol.}}$$

Il ne reste pratiquement plus d'ions  $\text{OH}^-$  dans le mélange.

Déterminons les quantités d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{OH}^-$  ayant disparu :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{disparu}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_i - n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = 2 \cdot 10^{-4} - 10^{-4} = \mathbf{10^{-4} \text{ mol.}}$$

$$n(\text{OH}^-)_{\text{disparu}} = n(\text{OH}^-)_i - n(\text{OH}^-)_f = 10^{-4} - 0 = \mathbf{10^{-4} \text{ mol.}}$$

On a :  $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{disparu}} = n(\text{OH}^-)_{\text{disparu}}$  ;

$n(\text{OH}^-)_{\text{disparu}} = n(\text{OH}^-)_i$  : tous les ions  $\text{OH}^-$  ajoutés ont réagi.

La réaction qui a lieu est une réaction entre les **ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et les ions  $\text{OH}^-$** . Les ions  $\text{OH}^-$  ajoutés ont tous réagi : la réaction est donc **totale**.

## 2° Equation-bilan de la réaction

La réaction entre un acide fort et une base forte se résume à une **réaction rapide, exothermique, totale** entre les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et les ions  $\text{OH}^-$ . L'équation-bilan s'écrit :



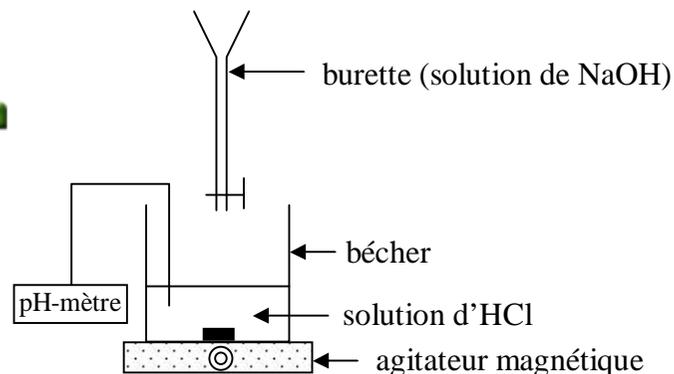
Lors de cette réaction, il y'a transfert d'un proton de l'ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  vers un ion  $\text{OH}^-$ .

### 3° Evolution du pH au cours de la réaction entre une solution d'acide chlorhydrique et une solution d'hydroxyde de sodium

#### 3.1° Expérience et résultats

On verse progressivement une solution de NaOH de concentration  $C_b = 10^{-2}$  mol/L dans une solution de HCl de volume  $V_a = 20$  mL et de concentration  $C_a = 10^{-2}$  mol/L. le mélange étant maintenu sous agitation permanente, on mesure à l'aide d'un pH-mètre et d'une burette graduée, le pH du mélange et le volume  $V_b$  de base versée.

  
Fomesoutra.com  
sa soutra!  
Docs à portée de main

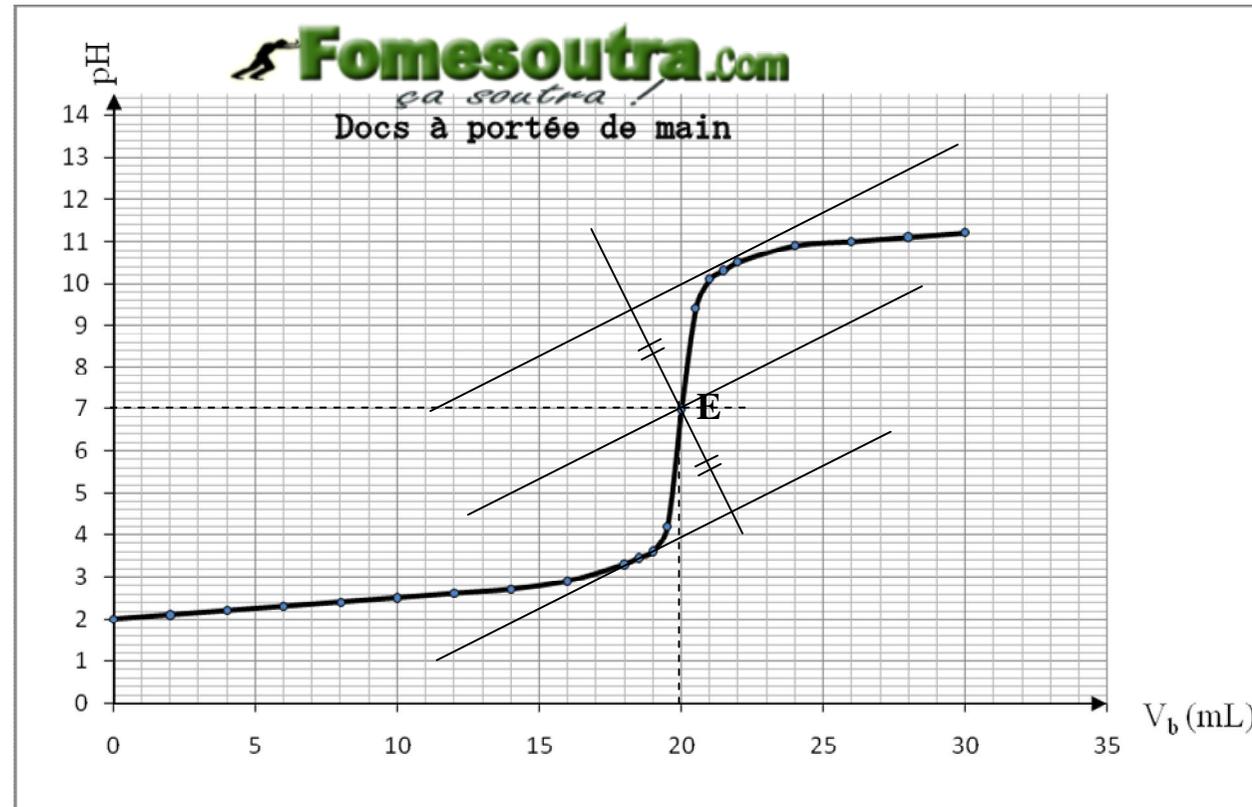


Dispositif du dosage

Les résultats figurent dans le tableau ci-après :

$V_b$ (mL)	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	18,5
pH	2	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,9	3,3	3,45
$V_b$ (mL)	19	19,5	20	20,5	21	21,5	22	24	26	28	30
pH	3,6	4,2	7	9,4	10,1	10,3	10,5	10,9	11	11,1	11,2

### 3.2° Tracé de la courbe pH = f(V<sub>b</sub>)



La courbe obtenue est croissante et comprend 3 parties :

- \* **1<sup>ère</sup> partie** :  $0 \leq V_b \leq 19 \text{ cm}^3$  : la courbe est presque rectiligne et le pH varie peu lors de l'addition de la base ;
- \* **2<sup>ème</sup> partie** :  $19 \text{ cm}^3 < V_b \leq 21 \text{ cm}^3$  : Il ya un saut brutal de pH et la courbe change de concavité. Il existe donc un point d'inflexion dans cette partie de la courbe ;
- \* **3<sup>ème</sup> partie** :  $21 \text{ cm}^3 < V_b \leq 30 \text{ cm}^3$  : le pH varie de nouveau très peu et la courbe tend vers une asymptote horizontale.

### 3.3° Equivalence acido-basique

#### 3.3.1° Définition

Il y'a équivalence lorsque les réactifs ont été mélangés dans les proportions indiquées par les coefficients stoechiométriques de l'équation-bilan de la réaction considérée.

#### 3.3.2° Relation à l'équivalence

Dans le dosage acido-basique effectué, l'équation-bilan est :



A l'équivalence (ou équilibre) acido-basique, on a donc :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{introduits}} = n(\text{OH}^-)_{\text{ajoutés}}$$

or  $n(\text{H}_3\text{O}^+) = C_a V_a$  et  $n(\text{OH}^-) = C_b V_{bE}$  avec  $V_{bE}$  : volume de base versée a l'équivalence (E) ; d'où la relation :

$$\boxed{C_a V_a = C_b V_{bE}}$$

**Remarque** : Si c'est la base forte qui est dosée par l'acide fort, on aura :

$$C_b V_b = C_a V_{aE} \text{ avec } V_{aE} \text{ le volume d'acide versé à l'équivalence.}$$

#### 3.3.3° pH du mélange à l'équivalence

Les espèces ioniques présentes dans le mélange à l'équivalence sont :



$$[\text{N}_a^+]_E = \frac{C_b V_{bE}}{V_a + V_{bE}} \quad ; \quad [\text{Cl}^-]_E = \frac{C_a V_{aE}}{V_a + V_{bE}}$$

$$\text{Or } C_a V_a = C_b V_{bE} \text{ (équivalence)} \Rightarrow [\text{N}_a^+]_E = [\text{Cl}^-]_E$$

$$\text{L'E.N.S. donne : } [\text{H}_3\text{O}^+]_E + [\text{N}_a^+]_E = [\text{OH}^-]_E + [\text{Cl}^-]_E$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_E = [\text{OH}^-]_E$$

A l'équivalence la **solution neutre**.

$$\text{A } 25^\circ \text{ C, } K_e = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_E = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH}_E = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_E = -\log(10^{-7}) \Rightarrow \text{pH}_E = 7.$$

**Remarque :**

- \* La détermination graphique du point d'équivalence (point E) se fait par la méthode des tangentes parallèles.
- \* L'emploi d'un indicateur coloré dont la zone de virage contient le pH à l'équivalence peut permettre de déterminer l'équivalence acido-basique.

