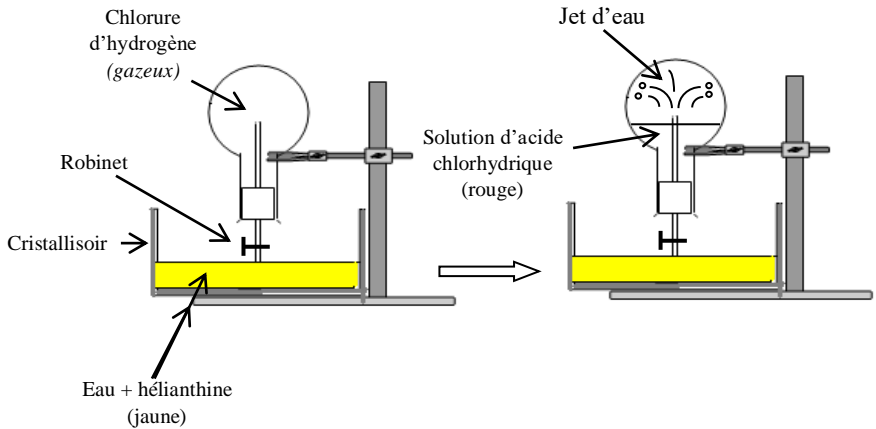
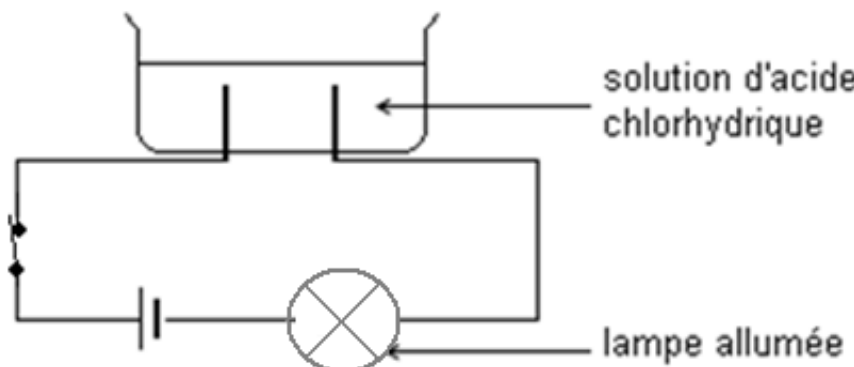
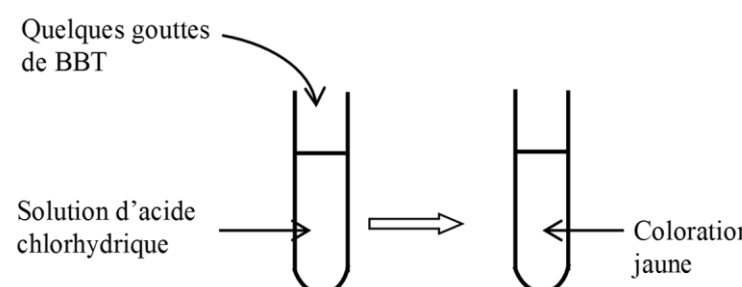




<b>Développement (suite)</b>	Expérimentation	Soyez attentif et observez l'expérience.	Les élèves observent attentivement l'expérience.	<p><b>1.1.1. Expérience et observation</b> (<i>expérience du jet d'eau</i>)</p>  <p>- Un jet d'eau (brusque montée de l'eau) dans le ballon, accompagné d'une solution rouge</p> <p>- Au toucher, le ballon chauffe</p> <p><b>1.1.2. Interprétation</b></p> <p>Une petite quantité d'eau introduite dans le ballon dissout (<i>tout</i>) le chlorure d'hydrogène gazeux. (<i>Cette action provoque une baisse de pression dans le ballon.</i>) L'eau du cristallisoir est alors violemment aspirée dans le ballon (<i>pour occuper le vide laissé par le chlorure d'hydrogène gazeux</i>) d'où le jet d'eau.</p> <p>Le chlorure d'hydrogène est très soluble dans l'eau</p> <p>La coloration rouge (<i>en présence d'hélianthine</i>) dans le ballon montre que la solution obtenue est acide : c'est l'<b>acide chlorhydrique</b>. Il est incolore (<i>le rouge observé est dû à l'hélianthine ; si c'était le BBT, on aurait une solution jaune</i>)</p> <p>La réaction est exothermique.</p> <p><b>1.1.3. Conclusion</b></p> <p>Une solution d'acide chlorhydrique est obtenue par dissolution du chlorure d'hydrogène (HCl) gazeux dans l'eau. Cette dissolution est une réaction chimique exothermique.</p>
	Observation	Qu'observez-vous dans le ballon ?	Un jet d'eau accompagné d'une solution rouge	
	Questions-réponses	Que ressentez-vous au toucher du ballon ?	le ballon chauffe	
	Questions-réponses	Que traduit ce jet d'eau ?	Le chlorure d'hydrogène est très soluble dans l'eau	
	Questions-réponses	Que traduit le chauffage du ballon ?	La réaction est exothermique	
		Tirez-en une conclusion	Une solution d'acide chlorhydrique est obtenue par dissolution du chlorure d'hydrogène (HCl) gazeux dans l'eau	

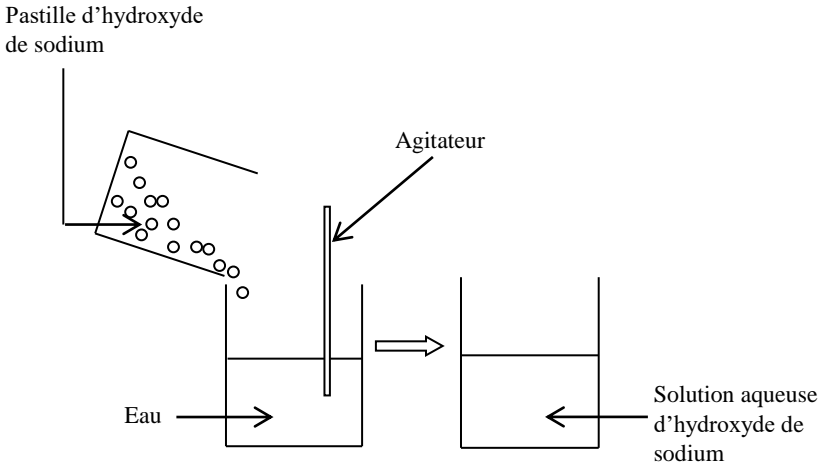
<b>Développement (suite)</b>	Expérimentation	Soyez attentif et observez l'expérience	Les élèves observent attentivement l'expérience.	<p><b>1.2. Caractère ionique de la solution</b> (de l'acide chlorhydrique)</p> <p><b>1.2.1. Expérience et observation</b></p>  <p>(ELECTROLYSE DE LA SOLUTION D'ACIDE CHLORHYDRIQUE)</p> <p>La lampe brille : un courant électrique circule.</p> <p><b>1.2.2. Conclusion</b> La solution (aqueuse) d'acide chlorhydrique conduit le courant électrique : c'est un <b>électrolyte</b>. Elle contient donc (des porteurs de charge électrique qui sont) des <b>ions</b>.</p> <p><b>1.3. Caractérisation des ions présents</b> (en solution)</p> <p><b>1.3.1. Expérience et observation</b></p>  <p><b>Expérience 1</b></p>
	Observation		La lampe brille	
	Questions-réponses	Qu'observez-vous au niveau de la lampe ?		
	Questions-réponses	Tirez-en une conclusion	La solution d'acide chlorhydrique conduit le courant électrique	
	Expérimentation	Soyez attentif et observez l'expérience	Les élèves observent attentivement l'expérience.	
	Observation	Qu'observez-vous après l'ajout des gouttes de BBT ?	Une coloration jaune	
Questions-réponses				

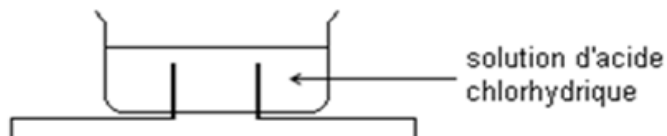
Développement (suite)																												
	Questions-réponses	<p>Qu'observez-vous après l'ajout des gouttes de nitrate d'argent ?</p> <p>Que révèle la coloration jaune ?</p> <p>Que révèle le précipité blanc qui noircit à la lumière ?</p> <p>Tirez-en une conclusion</p>	<p>Un précipité blanc qui noircit à la lumière</p> <p>la solution est acide</p> <p>la présence d'ions chlorure <math>Cl^-</math></p> <p>La solution d'acide chlorhydrique contient des ions hydronium <math>H_3O^+</math> et des ions chlorure <math>Cl^-</math></p>	<div data-bbox="1196 150 1935 523" style="text-align: center;"> <p>Quelques gouttes de nitrate d'argent</p> <p>Solution d'acide chlorhydrique</p> <p>Lumière</p> <p>Précipité blanc qui noircit à la lumière</p> </div> <p style="text-align: center;"><b>Expérience 2</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Le BBT vire au jaune ; la solution est acide : il y'a un excès d'ions hydronium <math>H_3O^+</math> (apporté par la dissolution du chlorure d'hydrogène gazeux) (on parle d'excès car en milieu neutre où le BBT est vert, il y'a aussi des ions <math>H_3O^+</math> mais en quantité égale aux ions <math>OH^-</math> donc ils y sont neutralisés)</li> <li>- Le précipité blanc qui noircit à la lumière (obtenu par précipitation des ions argent et chlorure : c'est un précipité de chlorure d'argent) montre la présence d'ions chlorure <math>Cl^-</math></li> </ul> <p><b>1.3.2. Conclusion</b> La solution d'acide chlorhydrique contient majoritairement des ions hydronium (ou ions oxonium) <math>H_3O^+</math> et des ions chlorure <math>Cl^-</math>.</p> <p><b>1.4. pH de solutions d'acide chlorhydrique</b></p> <p><b>1.4.1. Expérience et résultats</b> Mesurons, à l'aide du pH-mètre, les pH de solutions d'acide chlorhydrique de concentrations différentes connues (obtenues à partir d'une solution de HCl de concentration <math>C = 10^{-1} \text{ mol/L}</math> qui a subi des dilutions successives) puis calculons les concentrations en ions <math>H_3O^+</math> de ces solutions. Le tableau suivant donne les résultats obtenus.</p> <table border="1" data-bbox="1144 1313 2152 1433"> <tbody> <tr> <td>C (mol/l)</td> <td><math>10^{-1}</math></td> <td><math>10^{-2}</math></td> <td><math>10^{-3}</math></td> <td><math>10^{-4}</math></td> <td><math>10^{-5}</math></td> <td><math>10^{-6}</math></td> <td><math>10^{-7}</math></td> </tr> <tr> <td>pH mesuré</td> <td>1,1</td> <td>2</td> <td>3</td> <td>4</td> <td>5</td> <td>6</td> <td>6,8</td> </tr> <tr> <td><math>[H_3O^+]</math> (mol/L)</td> <td><math>8.10^{-2}</math></td> <td><math>10^{-2}</math></td> <td><math>10^{-3}</math></td> <td><math>10^{-4}</math></td> <td><math>10^{-5}</math></td> <td><math>10^{-6}</math></td> <td><math>1,7.10^{-7}</math></td> </tr> </tbody> </table>	C (mol/l)	$10^{-1}$	$10^{-2}$	$10^{-3}$	$10^{-4}$	$10^{-5}$	$10^{-6}$	$10^{-7}$	pH mesuré	1,1	2	3	4	5	6	6,8	$[H_3O^+]$ (mol/L)	$8.10^{-2}$	$10^{-2}$	$10^{-3}$	$10^{-4}$	$10^{-5}$	$10^{-6}$	$1,7.10^{-7}$
C (mol/l)	$10^{-1}$	$10^{-2}$	$10^{-3}$	$10^{-4}$	$10^{-5}$	$10^{-6}$	$10^{-7}$																					
pH mesuré	1,1	2	3	4	5	6	6,8																					
$[H_3O^+]$ (mol/L)	$8.10^{-2}$	$10^{-2}$	$10^{-3}$	$10^{-4}$	$10^{-5}$	$10^{-6}$	$1,7.10^{-7}$																					

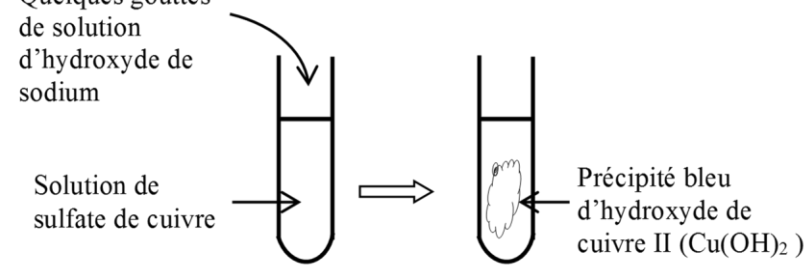
Développement (suite)	Questions-réponses	Que constatez-vous au niveau des valeurs du tableau ?	Pour les concentrations $C \in [10^{-2}; 10^{-6}]$ , on a $[H_3O^+] = C$	<p><b>Constat :</b> Pour les concentrations <math>C \in [10^{-2}; 10^{-6}]</math>, on a <math>[H_3O^+] = C</math> Or <math>pH = -\log[H_3O^+]</math> donc <math>pH = -\log C</math></p> <p><b>1.4.2. Conclusion</b> Le pH d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration <math>C</math> telle que <math>10^{-6} \leq C \leq 10^{-2} \text{ mol/L}</math> (ou <math>10^{-2} \geq C \geq 10^{-6} \text{ mol/L}</math>) est donné par la relation : <math>pH = -\log C</math></p> <p><b>1.5. Etude quantitative</b> Considérons une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire (volumique) <math>C_a = 10^{-2} \text{ mol/L}</math>. La mesure, à l'aide d'un pH-mètre, du pH de cette solution à <math>25^\circ\text{C}</math> donne <math>pH = 2</math>.</p> <p><b>1.5.1. Concentrations molaires (volumiques) des espèces chimiques en solution</b></p> <p>♦ Inventaire des espèces chimiques en solution (Les espèces chimiques présentes dans la solution sont :) <math>H_3O^+</math> (issus de l'ionisation de <math>HCl</math> et de l'autoprotolyse de l'eau) ; <math>OH^-</math> (issus de l'autoprotolyse de l'eau) ; <math>Cl^-</math> (issus de l'ionisation de <math>HCl</math>) ; <math>H_2O</math> (molécules d'eau) ; (éventuellement) <math>HCl_{\text{restant}}</math> (ou <math>HCl_{\text{non ionisé}}</math>)</p> <p><b>Remarque :</b> Espèces minoritaires, ultra-minoritaires et majoritaires</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Une espèce chimique A est <b>minoritaire</b> devant une espèce chimique B si <math>\frac{[A]}{[B]} \leq 10^{-2}</math> ; B est alors <b>majoritaire</b> devant A.</li> <li>- Une espèce chimique A est <b>ultra-minoritaire</b> devant une espèce chimique B si <math>\frac{[A]}{[B]} \leq 10^{-4}</math> ; B est alors <b>ultra-majoritaire</b> devant A.</li> </ul> <p><b>Les concentrations des espèces minoritaires et ultra-minoritaires sont négligées dans les équations d'électroneutralité des solutions.</b></p> <p>♦ Utilisation du pH <math>[H_3O^+] = 10^{-pH} \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}</math></p> <p>♦ Utilisation du produit ionique de l'eau On a : <math>Ke = [H_3O^+].[OH^-] \rightarrow [OH^-] = \frac{Ke}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}}</math> <math>\rightarrow [OH^-] = 10^{-12} \text{ mol/L}</math></p>
		Tirez-en une conclusion	Le pH d'une solution d'acide chlorhydrique est $pH = -\log C$	
		Faites l'inventaire des espèces chimiques en solution	Les élèves exécutent	
		Le professeur définit les espèces minoritaires, ultra-minoritaires et majoritaires		
		Déterminez $[H_3O^+]$	Les élèves exécutent	
		Déterminez $[OH^-]$	Les élèves exécutent	

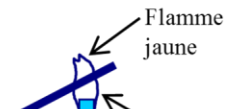
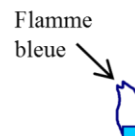
<p><b>Développement (suite)</b></p>	<p>Questions-réponses</p>	<p>Déterminez <math>[Cl^-]</math></p> <p>Déterminez <math>[HCl]_{restant}</math></p> <p>Tirez-en une conclusion</p> <p>Proposez alors une définition d'un acide fort</p> <p>Le professeur donne des exemples de monoacides forts</p>	<p>Les élèves exécutent</p> <p>Les élèves exécutent</p> <p>Le chlorure d'hydrogène s'ionise totalement</p> <p>Les élèves exécutent</p>	<p>♦ Utilisation de l'électroneutralité (ENS)  <math>[H_3O^+] = [OH^-] + [Cl^-] \rightarrow [Cl^-] = [H_3O^+] - [OH^-]</math> or <math>[OH^-] \ll [H_3O^+]</math>  (car <math>\frac{[OH^-]}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-12}}{10^{-2}} = 10^{-10} &lt; 10^{-4}</math>) <math>\rightarrow [Cl^-] = [H_3O^+] \rightarrow [Cl^-] = 10^{-2}</math> mol/L</p> <p>♦ Utilisation de la conservation de la matière (C.M)  On a : <math>n_a = n_{Cl^-} + n_{HCl_{restant}}</math> (donc en divisant par le volume V, on a :)  <math>\rightarrow C_a = [Cl^-] + [HCl]_{restant} \rightarrow [HCl]_{restant} = C_a - [Cl^-] = 10^{-2} - 10^{-2}</math>  <math>\rightarrow [HCl]_{restant} = 0</math> mol/L  Il ne reste donc plus de molécules de HCl dans la solution d'acide chlorhydrique</p> <p><b>1.5.2. Conclusion</b>  Le chlorure d'hydrogène s'ionise totalement (la réaction d'ionisation du chlorure d'hydrogène est totale) en libérant des ions <math>H_3O^+</math> : c'est un <b>acide fort</b>  L'équation-bilan de cette réaction est : <math>HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-</math> (une flèche pour traduire la réaction totale)</p> <p><b>1.6. Généralisation</b></p> <p><b>1.6.1. Définition d'un acide fort</b>  Un acide fort est une espèce chimique (molécule ou ion) qui réagit totalement avec l'eau en libérant des ions hydronium <math>H_3O^+</math>.  L'équation-bilan générale de cette réaction est : <math>HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-</math>  (ou HA est la formule générale de l'acide fort)</p> <p><b>1.6.2. Quelques exemples d'acide fort</b>  On distingue :  - Les monoacides forts (ils libèrent 1 mole d'ions <math>H_3O^+</math> par mole d'acide dissous)  <b>Exemple :</b>  Acide Nitrique : <math>HNO_3</math> ; Acide Bromhydrique : <math>HBr</math> ; Acide Iodhydrique: <math>HI</math> ; Acide perchlorique : <math>HClO_4</math> ; Acide chlorhydrique : <math>HCl</math>  - Les diacides forts (ils libèrent 2 moles d'ions <math>H_3O^+</math> par mole d'acide dissous)  <b>Exemple :</b>  - Acide carbonique : <math>H_2CO_3</math> ; Acide sulfurique (acide minéral) : <math>H_2SO_4</math>  (<math>H_2SO_4 + 2H_2O \rightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{2-}</math>)  (on parle généralement de polyacide : Un <b>polyacide</b> ou <b>acide polyfonctionnel</b> est un acide qui a la possibilité de libérer en solution aqueuse plusieurs ions <math>H^+</math> (ou protons) par opposition aux monoacides qui ne peuvent en libérer qu'un. Cette libération de protons se fait de manière successive ou simultanée.  Exemple de triacide : Acide phosphorique : <math>H_3PO_4</math> ; Acide citrique (ou acide tricarboxylique) : <math>C_6H_8O_7</math>)</p> <p><b>1.6.3. pH d'une solution d'acide fort</b></p>
-------------------------------------	---------------------------	--	--	--

<p><b>Développement (suite)</b></p>	<p>Questions-réponses</p>	<p>Donnez la relation du d'une solution de monoacide fort de concentration <math>C_a</math></p>	$pH = -\log C_a$	<p>Le pH d'une solution de monoacide fort de concentration <math>C_a</math> est donné par la relation <math>pH = -\log C_a</math> soit <math>C_a = 10^{-pH}</math> avec <math>10^{-6} \leq C_a \leq 10^{-2} \text{ mol/L}</math></p> <p><b>N.B. :</b> Pour un diacide fort, on a <math>pH = -\log 2C_a</math> (soit <math>C_a = \frac{1}{2} 10^{-pH}</math>) (car selon l'équation de dissociation : <math>AH_2 + 2H_2O \rightarrow A^{2-} + 2H_3O^+</math> ; on a : <math>[H_3O^+] = 2C_a</math>)</p> <p><b>Remarque :</b></p> <p>Lorsqu'on dilue une solution acide, son pH augmente et tend vers la valeur <math>pH = \frac{1}{2} pK_e</math> avec <math>pK_e = -\log K_e</math>. Á 25°C, le pH tend vers 7.</p> <p>Lorsqu'on dilue 10 fois une solution d'acide fort, son ph augmente d'une unité (de 1)</p> <p><b>1.7. Utilité domestique des acides forts</b> (présentés sous forme liquide, poudre, gel, ...) Ils sont utilisés (sous forme diluée) essentiellement dans l'entretien des installations c'est-à-dire comme nettoyeurs (pour sanitaires, sols, WC, baignoires, douches, ...), déboucheurs (d'éviers, de toilettes, ...) et désinfectants.</p> <p><b>N.B. :</b> Les acides forts sont des produits extrêmement agressifs et très dangereux (pour les hommes : brûlures, irritation des yeux et voies respiratoires, vomissement parfois sanglant...) et pour l'environnement (pluies acides détruisant la faune et la flore ...) Ils sont donc à manipuler avec beaucoup de précautions (port de blouse en coton, gants, lunette, cache-nez, ...)</p> <p><b>ACTIVITE D'APPLICATION</b> (S. voir cours physique)</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>Une élève dispose d'une solution aqueuse <math>S_1</math> d'acide nitrique <math>HNO_3</math> de concentration <math>C_1 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}</math> et de <math>pH_1 = 2,7</math> à 25°C. <ol style="list-style-type: none"> <li>Montre que l'acide nitrique est un acide fort.</li> <li>Ecris son équation d'ionisation dans l'eau</li> <li>Fais l'inventaire des espèces chimiques en solution</li> <li>Calcule la concentration molaire de toutes ces espèces chimiques</li> </ol> </li> <li>Elle mélange un volume <math>V_1 = 100 \text{ mL}</math> de la solution <math>S_1</math> à un volume <math>V_2 = 200 \text{ mL}</math> d'une solution <math>S_2</math> d'acide chlorhydrique HCl qui est un acide fort de concentration <math>C_2 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}</math> <ol style="list-style-type: none"> <li>Calcule les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans le mélange</li> <li>Déduis-en le pH du mélange</li> </ol> </li> </ol>
<p><b>Evaluation (15 min)</b></p>	<p>Questions-réponses</p>	<p><b>Activité d'application</b></p> <p>Le professeur donne un temps de recherche aux élèves et contrôle leurs productions</p> <p>Le professeur envoie un élève au tableau pour chaque exercice.</p> <p>Le professeur valide la réponse avant la prise de note par les autres élèves.</p>	<p>Chaque élève cherche les exercices au brouillon.</p> <p>Chaque élève prend la solution dans son cahier.</p>	<p>2. <b>Base forte</b></p>

<p><b>Développement (suite)</b></p>	<p>Expérimentation</p> <p>Observation</p> <p>Questions-réponses</p>	<p><b>Activité :</b> Base forte</p> <p>Soyez attentif et observez l'expérience</p> <p>Qu'observez-vous dans le bécher ?</p> <p>Que constatez-vous au toucher du bécher ?</p> <p>Tirez-en conclusion</p>	<p>Les élèves observent attentivement l'expérience.</p> <p>Il n'y a plus de pastille dans l'eau</p> <p>le bécher chauffe</p> <p>Une solution d'hydroxyde de sodium est obtenue par dissolution de l'hydroxyde de sodium (NaOH) solide dans l'eau</p>	<p><b>2.1. Dissolution de l'hydroxyde de sodium</b></p> <p>L'hydroxyde de sodium encore appelé soude caustique est un solide ionique de formule statique NaOH. Il se présente sous forme de pastille blanche</p> <p><b>2.1.1. Expérience et observation</b></p> <p>Pastille d'hydroxyde de sodium</p>  <p>Eau</p> <p>Agitateur</p> <p>Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Plus de pastille dans l'eau : l'hydroxyde de sodium est soluble dans l'eau</li> <li>- Au toucher, le bécher chauffe : la dissolution est exothermique</li> </ul> <p><b>2.1.2. Conclusion</b></p> <p>Une solution d'hydroxyde de sodium est obtenue par dissolution de l'hydroxyde de sodium (NaOH) solide dans l'eau. Cette dissolution est une réaction chimique exothermique</p> <p><i>(N.B. : on dit hydroxyde de sodium ou soude caustique ou soude ou lessive de soude)</i></p> <p><b>2.2. Caractère ionique de la solution</b></p> <p><b>2.2.1. Expérience et observation</b></p>
-------------------------------------	---	---	--	--



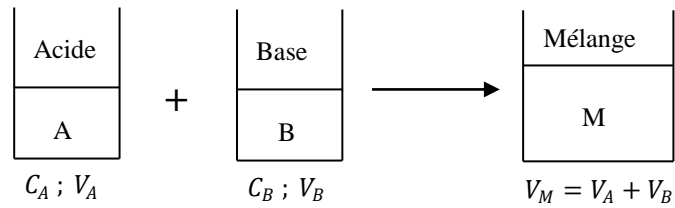
<b>Développement (suite)</b>	Expérimentation	Soyez attentif et observez l'expérience	Les élèves observent attentivement l'expérience.	<p style="text-align: right;">Solution d'hydroxyde de sodium</p> <p style="text-align: center;"><u>(ELECTROLYSE DE LA SOLUTION D'HYDROXYDE DE SODIUM)</u></p> <p>La lampe brille : un courant électrique</p> <p><b>2.2.2. Conclusion</b> La solution (<i>aqueuse</i>) d'hydroxyde de sodium conduit le courant électrique : c'est <b>un électrolyte</b>. Elle contient donc des <b>ions</b>(<i>des porteurs de charge électrique</i>)</p> <p><b>2.3. Caractérisation des ions présents</b></p> <p><b>2.3.1. Expérience et observations</b></p> <p>Quelques gouttes de solution d'hydroxyde de sodium</p>  <p style="text-align: center;"><b><u>Expérience 1</u></b></p>
	Observation	Qu'observez-vous au niveau de la lampe ?	La lampe brille	
	Questions-réponses	Tirez-en une conclusion Soyez attentif et observez l'expérience	La solution d'hydroxyde de sodium conduit le courant électrique	
	Expérimentation	Soyez attentif et observez l'expérience	Les élèves observent attentivement l'expérience.	
	Observation	Qu'observez-vous après l'ajout des gouttes d'hydroxyde de sodium ?	Un précipité bleu	
	Questions-réponses			



<b>Développement (suite)</b>	Expérimentation	Soyez attentif et observez l'expérience	Les élèves observent attentivement l'expérience.																															
	Observation	Qu'observez-vous après l'introduction de la tige trempée dans la solution d'hydroxyde de sodium ?	Une flamme jaune																															
	Questions-réponses	Que traduit le précipité bleu ?	la présence d'ions hydroxyde $OH^-$	- Le précipité bleu (d'hydroxyde de cuivre) montre la présence d'ions hydroxyde $OH^-$ - La flamme jaune indique la présence des ions sodium $Na^+$																														
		Que traduit la flamme jaune ?	la présence des ions sodium $Na^+$	<b>2.3.2. Conclusion</b> La solution d'hydroxyde de sodium (ou solution de soude) contient majoritairement des ions hydroxyde $OH^-$ et des ions sodium $Na^+$																														
Questions-réponses	Tirez-en une conclusion	La solution d'hydroxyde de sodium contient des ions hydroxyde $OH^-$ et des ions sodium $Na^+$	<b>2.4. pH de solutions de soude</b> <b>2.4.1. Expérience et résultats</b> Mesurons, à l'aide du pH-mètre, les pH de solutions de soude de concentrations différentes connues ( <i>obtenues à partir d'une solution de NaOH de concentration <math>C = 10^{-1} \text{ mol/L}</math> qui a subi des dilutions successives</i> ) puis calculons les concentrations en ions $H_3O^+$ et $OH^-$ de ces solutions. Le tableau suivant donne les résultats obtenus.																															
	Que constatez-vous au niveau des valeurs dans le tableau ?	Pour les concentrations $C \in [10^{-2}; 10^{-6}]$ , on a $[OH^-] = C$	<table border="1"> <tr> <td>C (mol/l)</td> <td><math>10^{-1}</math></td> <td><math>10^{-2}</math></td> <td><math>10^{-3}</math></td> <td><math>10^{-4}</math></td> <td><math>10^{-5}</math></td> <td><math>10^{-6}</math></td> <td><math>10^{-7}</math></td> </tr> <tr> <td>pH mesuré</td> <td>12,8</td> <td>12</td> <td>11</td> <td>10</td> <td>9</td> <td>8</td> <td>7,2</td> </tr> <tr> <td><math>[H_3O^+]</math> (mol/L)</td> <td><math>1,6 \cdot 10^{-13}</math></td> <td><math>10^{-12}</math></td> <td><math>10^{-11}</math></td> <td><math>10^{-10}</math></td> <td><math>10^{-9}</math></td> <td><math>10^{-8}</math></td> <td><math>6,3 \cdot 10^{-8}</math></td> </tr> <tr> <td><math>[OH^-]</math> (mol/L)</td> <td><math>6,3 \cdot 10^{-2}</math></td> <td><math>10^{-2}</math></td> <td><math>10^{-3}</math></td> <td><math>10^{-4}</math></td> <td><math>10^{-5}</math></td> <td><math>10^{-6}</math></td> <td><math>1,6 \cdot 10^{-7}</math></td> </tr> </table> <p><b>Constat :</b> Pour les concentrations <math>C \in [10^{-2}; 10^{-6}]</math>, on a <math>[OH^-] = C</math> Or <math>pH = -\log[H_3O^+]</math> avec <math>[H_3O^+] = \frac{K_e}{[OH^-]} = \frac{K_e}{C}</math> donc <math>pH = -\log \frac{K_e}{C}</math> d'où <b><math>pH = 14 + \log C</math></b> (car on est à 25°C)</p> <b>2.4.2. Conclusion</b>	C (mol/l)	$10^{-1}$	$10^{-2}$	$10^{-3}$	$10^{-4}$	$10^{-5}$	$10^{-6}$	$10^{-7}$	pH mesuré	12,8	12	11	10	9	8	7,2	$[H_3O^+]$ (mol/L)	$1,6 \cdot 10^{-13}$	$10^{-12}$	$10^{-11}$	$10^{-10}$	$10^{-9}$	$10^{-8}$	$6,3 \cdot 10^{-8}$	$[OH^-]$ (mol/L)	$6,3 \cdot 10^{-2}$	$10^{-2}$	$10^{-3}$	$10^{-4}$	$10^{-5}$	$10^{-6}$
C (mol/l)	$10^{-1}$	$10^{-2}$	$10^{-3}$	$10^{-4}$	$10^{-5}$	$10^{-6}$	$10^{-7}$																											
pH mesuré	12,8	12	11	10	9	8	7,2																											
$[H_3O^+]$ (mol/L)	$1,6 \cdot 10^{-13}$	$10^{-12}$	$10^{-11}$	$10^{-10}$	$10^{-9}$	$10^{-8}$	$6,3 \cdot 10^{-8}$																											
$[OH^-]$ (mol/L)	$6,3 \cdot 10^{-2}$	$10^{-2}$	$10^{-3}$	$10^{-4}$	$10^{-5}$	$10^{-6}$	$1,6 \cdot 10^{-7}$																											

Développement (suite)		Tirez-en une conclusion	Le pH d'une solution de soude de concentration C est : $pH = 14 + \log C$	Le pH d'une solution de soude de concentration C telle que $10^{-6} \leq C \leq 10^{-2} \text{ mol/L}$ (ou $10^{-2} \geq C \geq 10^{-6} \text{ mol/L}$ ) est donné par la relation : $pH = 14 + \log C$
	Questions-réponses	Faites l'inventaire des espèces chimiques en solution	Les élèves exécutent	<p><b>2.5. Etude quantitative</b></p> <p>Considérons une solution de soude de concentration molaire (volumique) <math>C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}</math>. La mesure, à l'aide d'un pH-mètre, du pH de cette solution à 25°C donne pH = 12.</p> <p><b>2.5.1. Concentration molaire des espèces chimiques en solution</b></p> <p>◆ Inventaire des espèces chimiques en solution (Les espèces chimiques présentes dans la solution sont :) <math>H_3O^+</math> ; <math>OH^-</math> ; <math>Na^+</math> ; <math>H_2O</math>; (éventuellement) <math>NaOH_{restant}</math></p> <p>◆ Utilisation du pH <math>[H_3O^+] = 10^{-pH} \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-12} \text{ mol/L}</math></p> <p>◆ Utilisation du produit ionique de l'eau On a : <math>[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} \rightarrow [OH^-] = 10^{-2} \text{ mol/L}</math></p> <p>◆ Utilisation de l'électroneutralité (ENS) <math>[Na^+] = [OH^-] - [H_3O^+]</math> or <math>[H_3O^+] \ll [OH^-]</math> (car <math>\frac{[H_3O^+]}{[OH^-]} = \frac{10^{-12}}{10^{-2}} = 10^{-10} &lt; 10^{-4}</math>) <math>\rightarrow [Na^+] = [OH^-] \rightarrow [Na^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}</math></p> <p>◆ Utilisation de la conservation de la matière (C.M) On a : <math>n_b = n_{Na^+} + n_{NaOH_{restant}}</math> (donc en divisant par le volume V, on a :) <math>\rightarrow C_b = [Na^+] + [NaOH]_{restant} \rightarrow [NaOH]_{restant} = C_b - [Na^+] = 10^{-2} - 10^{-2}</math> <math>\rightarrow [NaOH]_{restant} = 0 \text{ mol/L}</math> Il ne reste donc plus de molécules de NaOH dans la solution de soude</p> <p><b>2.5.2. Conclusion</b></p> <p>L'hydroxyde de sodium s'ionise totalement (la réaction d'ionisation de l'hydroxyde de sodium est totale) en libérant des ions <math>OH^-</math> : c'est une <b>base forte</b></p> <p>L'équation-bilan de cette réaction est : <math>NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-</math> (une flèche pour traduire la réaction totale)</p> <p><b>2.6. Généralisation</b></p>
		Déterminez $[H_3O^+]$	Les élèves exécutent	
		Déterminez $[OH^-]$	Les élèves exécutent	
		Déterminez $[Na^+]$	Les élèves exécutent	
		Déterminez $[NaOH]_{restant}$	Les élèves exécutent	
		Tirez-en vous une conclusion	L'hydroxyde de sodium s'ionise totalement	

<p><b>Développement (suite)</b></p>	<p>Questions-réponses</p>	<p>Proposez une définition d'une base forte</p> <p>Le professeur donne des exemples de monobases fortes.</p> <p>Donnez la relation du pH d'une solution de monobase forte de concentration <math>C_b</math></p>	<p>Les élèves exécutent</p> <p><math>pH = 14 + \log C</math></p>	<p><b>2.6.1. Définition d'une base forte</b>          Une base forte est une espèce chimique (molécule ou ion) qui réagit totalement avec l'eau en libérant des ions hydroxyde <math>OH^-</math>.</p> <p>L'équation-bilan générale de cette réaction est : <math>BOH \xrightarrow{H_2O} B^+ + OH^-</math>          (où <math>BOH</math> est la formule générale de la base forte)</p> <p><b>2.6.2. Quelques exemples de base forte</b>          On distingue :          - Les monobases fortes (elles libèrent 1 mole d'ions <math>OH^-</math> par mole de base dissoute)  <u>Exemple :</u>          Hydroxyde de potassium : <math>KOH</math> ; Hydroxyde de sodium : <math>NaOH</math>          Ion éthanolate : <math>C_2H_5O^-</math> (il provient de l'éthanolate de sodium <math>C_2H_5ONa</math> par exemple qui s'ionise selon <math>C_2H_5ONa \xrightarrow{H_2O} C_2H_5O^- + Na^+</math>          et on a : <math>C_2H_5O^- + H_2O \rightarrow C_2H_5OH + OH^-</math>)          Hydroxyde de césium : <math>CsOH</math> (ion amidure : <math>NH_2^-</math>)          - Les dibases fortes (elles libèrent 2 moles d'ions <math>OH^-</math> par mole de base dissoute)  <u>Exemple :</u>          - Hydroxyde de calcium : <math>Ca(OH)_2</math> ; Hydroxyde de baryum : <math>Ba(OH)_2</math>          ( <math>Ca(OH) \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2 OH^-</math> )          (on parle généralement de polybase : Une <b>polybase</b> ou <b>base polyfonctionnelle</b> est une base qui a la possibilité de libérer en solution aqueuse plusieurs ions <math>OH^-</math> par opposition aux monobases qui ne peuvent en libérer qu'un. Cette libération d'ions <math>OH^-</math> se fait de manière successive ou simultanée.</p> <p><b>2.6.3. pH d'une solution de base forte</b>          Le pH d'une solution de monobase forte de concentration <math>C_b</math> est donné par la relation : <math>pH = 14 + \log C</math> soit <math>C_b = 10^{pH-14}</math> avec <math>10^{-6} \leq C_a \leq 10^{-2} mol/L</math>  <b>N.B. :</b> Pour une dibase forte, on a : <math>pH = 14 + \log 2C_b</math> (soit <math>C_b = \frac{1}{2} 10^{pH-14}</math>)          (car selon l'équation de dissociation : <math>B(OH)_2 \rightarrow B^{2+} + 2OH^-</math> ; on a : <math>[OH^-] = 2C_b</math>)  <u>Remarque :</u>          Lorsqu'on dilue une solution basique, son pH diminue et tend 7.          Lorsqu'on dilue 10 fois une solution de base forte, son pH diminue d'une unité (de 1)</p> <p><b>2.7. Utilité domestique des bases fortes</b></p>
-------------------------------------	---------------------------	---	--	--

<p><b>Développement (suite)</b></p>		<p>Le professeur indique l'utilité domestique des bases fortes</p> <p><b>Activité d'application</b> Le professeur donne un temps de recherche aux élèves et contrôle leurs productions</p>		<p>Elles sont utilisées dans les déboucheurs d'éviers. Certaines substances basiques (contenant l'ammoniaque) sont utilisées pour le nettoyage ou la coiffure ..... (elles doivent être manipulées avec beaucoup de précautions)</p> <p><b>ACTIVITE D'APPLICATION</b> (S. voir cours physique) Un élève prépare une solution aqueuse <math>S_1</math> d'hydroxyde de potassium en dissolvant 20 mg d'hydroxyde de potassium KOH solide dans 500 mL d'eau à 25°C.</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Calcule la concentration molaire de la solution <math>S_1</math></li> <li>2. Le pH de cette solution est égal à 11.             <ol style="list-style-type: none"> <li>2.1. Montre que KOH est une base forte</li> <li>2.2. Ecris l'équation de la dissolution de KOH dans l'eau</li> <li>2.3. Détermine le volume d'eau qu'il doit ajouter à un volume <math>V_i = 50 \text{ mL}</math> de la solution <math>S_1</math> pour avoir une solution de <math>pH = 10,5</math></li> </ol> </li> <li>3. Il mélange un volume <math>V_1 = 300 \text{ mL}</math> de la solution <math>S_1</math> à <math>V_2 = 400 \text{ mL}</math> d'une solution <math>S_2</math> à <math>C_2 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}</math> d'hydroxyde de sodium NaOH qui est une base forte.             <ol style="list-style-type: none"> <li>3.1. Calcule les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans ce mélange</li> <li>3.2. Déduis-en le pH du mélange.</li> </ol> </li> </ol> <p>Donnée en g/mol : <math>M_K = 39</math> ; <math>M_O = 16</math> ; <math>M_H = 1</math></p> <p><b>3. Mélange acide fort – base forte</b> <b>3.1. Nature du mélange</b> Soit le mélange suivant :</p>
<p><b>Evaluation (15 min)</b></p>	<p>Questions-réponses</p>	<p>Le professeur envoie un élève au tableau pour chaque exercice.</p> <p>Le professeur valide la réponse avant la prise de note par les autres élèves.</p> <p><b>Activité :</b> Mélange acide fort-base forte</p>	<p>Chaque élève cherche les exercices au brouillon.</p> <p>Chaque élève prend la solution dans son cahier.</p>	 <p>Lorsqu'on mélange un acide fort et une base forte, il y'a une réaction (mole à mole) entre les ions <math>H_3O^+</math> (apportés par l'acide) et les ions <math>OH^-</math> (apportés par la base). (cette réaction est totale selon : <math>H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2 H_2O</math>) Ainsi : ♦ si <math>n_{H_3O^+ (A)} &gt; n_{OH^- (B)}</math> (<math>C_A V_A &gt; C_B V_B</math>) (car acide fort : <math>C_A = [H_3O^+]</math> et base forte : <math>C_B = [OH^-]</math>) alors le <b>mélange est acide</b></p>

<p><b>Développement (suite)</b></p>	<p>Questions-réponses</p>	<p>Le professeur donne la nature du mélange selon le cas</p>	<p>Chaque élève cherche les exercices au brouillon.</p>	<p>(Dans ce cas, <math>n_{H_3O^+ (M)} = n_{H_3O^+ (A)} - n_{OH^- (B)}</math> et <math>[H_3O^+]_{(M)} = \frac{n_{H_3O^+ (M)}}{V_M}</math>)</p> <p>♦ si <math>n_{H_3O^+ (A)} &lt; n_{OH^- (B)}</math> (<math>C_A V_A &lt; C_B V_B</math>) alors le <b>mélange est basique</b>  (Dans ce cas, <math>n_{OH^- (M)} = n_{OH^- (B)} - n_{H_3O^+ (A)}</math> et <math>[OH^-]_{(M)} = \frac{n_{OH^- (M)}}{V_M}</math>)  puis <math>[H_3O^+]_{(M)} = \frac{Ke}{[OH^-]_{(M)}}</math>)</p> <p>♦ si <math>n_{H_3O^+ (A)} = n_{OH^- (B)}</math> (<math>C_A V_A = C_B V_B</math>) alors le <b>mélange est neutre</b>  (dans ce cas, <math>[H_3O^+]_{(M)} = [OH^-]_{(M)} = 10^{-7} \text{ mol/L}</math> et <math>[H_3O^+]_{(M)} \cdot [OH^-]_{(M)} = Ke = 10^{-14}</math>)</p> <p><b>3.2. pH du mélange</b></p> <p>♦ si le mélange est <b>acide</b> alors <math>pH = -\log\left(\frac{C_A V_A - C_B V_B}{V_A + V_B}\right)</math>  (car <math>pH = -\log[H_3O^+]_{(M)} = -\log \frac{n_{H_3O^+ (M)}}{V_M} = -\log \frac{n_{H_3O^+ (A)} - n_{OH^- (B)}}{V_M} = -\log\left(\frac{C_A V_A - C_B V_B}{V_A + V_B}\right)</math>)</p> <p>♦ si le mélange est <b>basique</b> alors <math>pH = 14 + \log\left(\frac{C_B V_B - C_A V_A}{V_A + V_B}\right)</math>  (car <math>pH = -\log[H_3O^+]_{(M)} = -\log \frac{Ke}{[OH^-]_{(M)}} = 14 + \log[OH^-]_{(M)} = 14 + \log \frac{n_{OH^- (M)}}{V_M}</math>)  <math>\rightarrow pH = 14 + \log \frac{n_{OH^- (B)} - n_{H_3O^+ (A)}}{V_M} = 14 + \log\left(\frac{C_B V_B - C_A V_A}{V_A + V_B}\right)</math>)</p> <p>♦ si le mélange est <b>neutre</b>, alors <math>pH = 7</math></p> <p><b>ACTIVITE D'APPLICATION</b> (S. voir cours physique)  Un élève mélange un volume <math>V_A</math> d'une solution d'acide chlorhydrique (<math>H_3O^+ + Cl^-</math>) de concentration <math>C_A</math> ayant un <math>pH_A</math> avec un volume <math>V_B</math> d'une solution d'hydroxyde de sodium (<math>Na^+ + OH^-</math>) de concentration <math>C_B</math> ayant un <math>pH_B</math>.  Calcule le pH du mélange dans les trois (3) cas :</p> <ol style="list-style-type: none"> <li><math>V_A = 200 \text{ mL}</math> ; <math>pH_A = 2,0</math> et <math>V_B = 200 \text{ mL}</math> ; <math>pH_B = 12,0</math></li> <li><math>V_A = 800 \text{ mL}</math> ; <math>pH_A = 2,0</math> et <math>V_B = 500 \text{ mL}</math> ; <math>pH_B = 12,0</math></li> <li><math>V_A = 300 \text{ mL}</math> ; <math>pH_A = 2,0</math> et <math>V_B = 100 \text{ mL}</math> ; <math>pH_B = 12,3</math></li> </ol>
<p><b>Evaluation (15 min)</b></p>	<p>Questions-réponses</p>	<p>Le professeur donne le pH du mélange selon le cas</p> <p><b>Activité d'application</b>  Le professeur donne un temps de recherche aux élèves et contrôle leurs productions</p> <p>Le professeur envoie un élève au tableau pour chaque exercice.</p> <p>Le professeur valide la réponse avant la prise de note par les autres élèves.</p>	<p>Chaque élève cherche les exercices au brouillon.</p> <p>Chaque élève prend la solution dans son cahier.</p>	