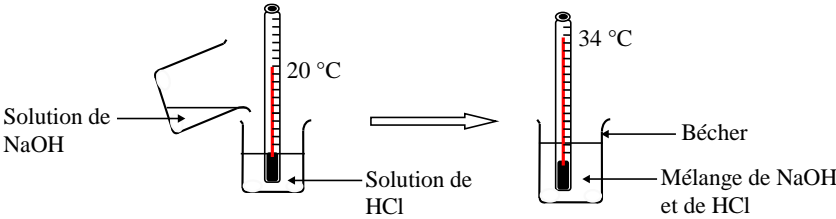
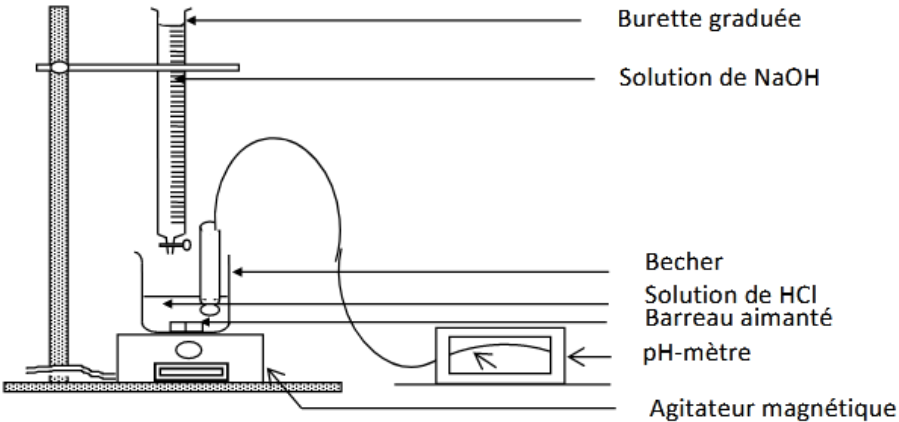
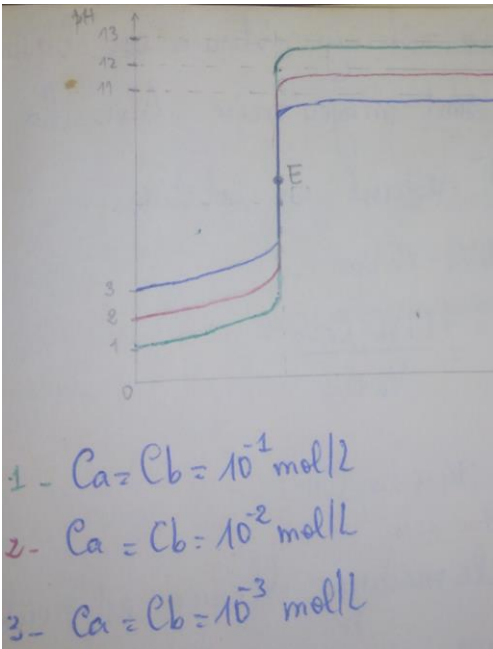


Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
Présentation	Questions /réponses	Rappels/pré requis	Par leurs réponses, les élèves amènent le professeur à donner le titre de la leçon	RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES - SOLUTIONS TAMPONS
Développement	Questions-réponses	Administration de la situation d'apprentissage Lisez la situation. Quelles actions les élèves veulent mener ? <u>Activité :</u> Etude de la réaction entre un acide fort et une base forte	Les élèves lisent la situation. Ils veulent : <ul style="list-style-type: none"> - connaître les caractéristiques de la réaction entre un acide et une base - tracer la courbe de variation du pH en fonction du volume puis l'exploiter - expliquer l'intérêt d'une solution tampon. 	<p>1. Réaction entre un acide fort et une base forte</p> <p>1.1. Caractéristiques de la réaction</p> <p>1.1.1. Effet thermique</p>

Développement (suite)	Expérimentation	Soyez attentif et observez l'expérience.	Les élèves observent attentivement l'expérience.	 <p>On constate une élévation de la température (du mélange) : la réaction entre un acide forte et une base forte est exothermique.</p>
	Travail de groupe	Qu'observez-vous au niveau du thermomètre ?	La température augmente	
	Travail individuel	Que peut-on dire alors de cette réaction ?	Elle est exothermique	<p>1.1.2. Nature de la réaction</p> <p>À une solution d'acide chlorhydrique de volume $V_a = 20 \text{ mL}$ et de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol/L}$, on ajoute un volume $V_b = 10 \text{ mL}$ d'une solution de soude de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$. La mesure, à 25 °C, du pH du mélange donne $\text{pH} = 2,5$.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Calculons les quantités d'ions H_3O^+ et OH^- avant et après la réaction (<i>le mélange</i>) <p>♦ Avant la réaction (état initial)</p> $n(\text{H}_3\text{O}^+)_i = C_a V_a = 10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ $n(\text{OH}^-)_i = C_b V_b = 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3} = 10^{-4} \text{ mol}$ <p>♦ Après la réaction (état final)</p> $n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \times (V_a + V_b) = 10^{-\text{pH}} \times (V_a + V_b)$ $n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = 10^{-2,5} \times 30 \cdot 10^{-3} = 9,5 \cdot 10^{-4} \approx 10^{-4} \text{ mol}$ $n(\text{OH}^-)_f = [\text{OH}^-]_f \times (V_a + V_b) = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_f} \times (V_a + V_b)$ $n(\text{OH}^-)_f = 10^{\text{pH}-14} \times 30 \cdot 10^{-3} = 9,5 \cdot 10^{-14} \approx 10^{-13} \text{ mol} \approx 0 \text{ mol}$ <p>Il ne reste (<i>pratiquement</i>) plus d'ions OH^- dans le mélange. Les ions OH^- ajoutés ont (<i>presque</i>) tous réagi : la réaction est totale.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Déterminons les quantités d'ions H_3O^+ et OH^- ayant réagi $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{réagi}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_i - n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = 2 \cdot 10^{-4} - 10^{-4} = 10^{-4} \text{ mol}$ $n(\text{OH}^-)_{\text{réagi}} = n(\text{OH}^-)_i - n(\text{OH}^-)_f = 10^{-4} - 0 = 10^{-4} \text{ mol}$ $\rightarrow n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{réagi}} = n(\text{OH}^-)_{\text{réagi}}$ <p>La réaction qui a lieu est donc une réaction entre les ions H_3O^+ et les ions OH^-</p>
	Questions/réponse	Que peut-on encore dire de cette réaction ?	Elle est totale	<p>1.1.3. Conclusion</p> <p>La réaction entre un acide fort et une base forte est une réaction (rapide) exothermique et totale.</p> <p>Elle se produit entre les ions H_3O^+ (<i>apportés par l'acide</i>) et les ions OH^- (<i>apportés par la base</i>)</p>
	Tirez-en une conclusion	Cette réaction est une réaction exothermique et totale	<p>1.2. Equation-bilan de la réaction</p> <p>L'équation-bilan de la réaction entre un acide fort et une base forte s'écrit :</p> $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	
	Ecrivez son équation-bilan	Les élèves exécutent		

Développement (suite)	Expérimentation	Soyez attentif et observez l'expérience.	Les élèves observent attentivement l'expérience.	<p>(lors de cette réaction, les ion A^- (provenant de l'acide fort HA) et B^+ (provenant de la base BOH) ne réagissent pas. Ils sont spectateurs. C'est donc une réaction de transfert de proton H^+ de l'ion H_3O^+ vers l'ion OH^-. Cette équation est valable quelque soit l'acide fort et la base forte considérés.)</p> <p>1.3. Evolution du pH au cours de la réaction</p> <p>1.3.1. Expérience et résultats</p> <p>À 25 °C, on verse à l'aide d'une burette graduée, une solution de soude de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$ sur un volume $V_a = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration C_a inconnue. (le mélange est sous agitation permanente (pour l'homogénéiser) à l'aide de l'agitateur magnétique). On relève au fur et à mesure (après chaque addition de la solution de soude) le pH du mélange (à l'aide d'un pH-mètre) et le volume V_b de soude versé (à l'aide de la burette)</p>  <p>Les résultats figurent dans le tableau ci-après :</p> <table border="1" data-bbox="1108 1045 2072 1324"> <tr> <td>$V_b \text{ (mL)}$</td> <td>0</td> <td>1</td> <td>2</td> <td>3</td> <td>4</td> <td>5</td> <td>6</td> <td>7</td> <td>8</td> <td>9</td> <td>9,5</td> </tr> <tr> <td>pH</td> <td>2</td> <td>2,1</td> <td>2,2</td> <td>2,3</td> <td>2,4</td> <td>2,5</td> <td>2,6</td> <td>2,7</td> <td>2,9</td> <td>3,3</td> <td>3,6</td> </tr> <tr> <td>$V_b \text{ (mL)}$</td> <td>9,8</td> <td>10</td> <td>10,3</td> <td>10,5</td> <td>11</td> <td>12</td> <td>13</td> <td>14</td> <td>15</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>pH</td> <td>4,2</td> <td>7</td> <td>9,4</td> <td>10,1</td> <td>10,5</td> <td>10,9</td> <td>11</td> <td>11,1</td> <td>11,2</td> <td></td> <td></td> </tr> </table> <p>1.3.2. Tracé de la courbe $pH = f(V_b)$ Echelle : 1 cm pour 1 mL et 1 cm pour 1 unité de pH. Tracé : voir papier millimétré</p>	$V_b \text{ (mL)}$	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	9,5	pH	2	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,9	3,3	3,6	$V_b \text{ (mL)}$	9,8	10	10,3	10,5	11	12	13	14	15			pH	4,2	7	9,4	10,1	10,5	10,9	11	11,1	11,2		
	$V_b \text{ (mL)}$	0	1		2	3	4	5	6	7	8	9	9,5																																							
	pH	2	2,1		2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,9	3,3	3,6																																							
	$V_b \text{ (mL)}$	9,8	10		10,3	10,5	11	12	13	14	15																																									
pH	4,2	7	9,4	10,1	10,5	10,9	11	11,1	11,2																																											
Travail de groupe	Complétez le tableau	Les élèves exécutent																																																		
Travail individuel																																																				
Questions/réponse	Tracez la courbe : $pH = f(V_b)$.	Les élèves exécutent																																																		

<p>Développement (suite)</p>	<p>Expérimentation</p>	<p>Interprétez les différentes parties de la courbe</p>	<p>Les élèves exécutent</p>	<div data-bbox="1070 140 1966 710" data-label="Figure"> <p>The graph shows a titration curve of pH versus volume of base added (VB in mL). The y-axis ranges from 0 to 15, and the x-axis from 0 to 13. The curve starts at a low pH (around 1) and increases slowly until approximately 9.5 mL. At this point, there is a sharp vertical increase in pH, reaching a value of 10.1 at 10 mL. The inflection point E is marked at 10.5 mL and pH 7. After 10.5 mL, the pH continues to rise but levels off, approaching a horizontal asymptote at approximately pH 12. The curve is divided into three linear regions by green lines: the first from 0 to 9.5 mL, the second from 9.5 to 10.5 mL, and the third from 10.5 to 13 mL. A vertical blue line marks the equivalence volume V_{BE} at 10.5 mL, and a horizontal red dashed line marks the pH_E at 7.</p> </div> <p>1.3.3. <u>Exploitation de la courbe</u> La courbe (en forme de S) est croissant et comprend trois (3) parties : - 1^{ère} partie : $0 \leq V_b \leq 9,5 \text{ mL}$, le pH varie très peu lors de l'addition de la soude. La courbe est quasi linéaire et présente une concavité tournée vers le haut. - 2^{ème} partie : $9,5 \text{ mL} \leq V_b \leq 10,5 \text{ mL}$, il y'a un saut de pH. (càd une variation forte du pH (de 3,6 à 10,1 pour 1 mL de soude versé entre temps)). La courbe (quasi verticale) change de concavité et présente donc un point d'inflexion - 3^{ème} partie : $V_b > 10,5 \text{ mL}$, le pH varie (de nouveau) très peu. La courbe quasi linéaire présente une concavité tournée vers le bas. Elle tend vers une asymptote horizontale d'équation : $pH = pK_e + \log C_b$</p> <p>1.3.4. <u>Equivalence acido-basique</u> La deuxième partie de la courbe présente un point d'inflexion appelé point d'équivalence acido-basique et noté E.</p>
	<p>Travail de groupe</p>			
	<p>Travail individuel</p>			
	<p>Questions/réponse</p>			

<p>Développement (suite)</p>	<p>Expérimentation</p> <p>Travail de groupe</p> <p>Travail individuel</p> <p>Questions/réponse</p>	<p>Le professeur amène les élèves à déterminer par la méthode des tangentes le point d'équivalence</p>	<p>Les élèves exécutent</p>	<p>1.3.4.1. Détermination graphique du point d'équivalence</p> <p>Le point d'équivalence E se détermine (graphiquement) à l'aide de la méthode des tangentes parallèles.</p> <p>(cette méthode consiste à :</p> <ul style="list-style-type: none"> - à tracer deux tangentes à la courbe, parallèles entre elles et situées aux environs des extrémités de la partie pratiquement verticale (la 2^{ème} partie) de la courbe (situées donc de part et d'autre du point d'inflexion) - tracer ensuite la droite parallèle à ces deux tangentes et située à égale distance de ces deux tangentes; l'intersection de cette droite avec la courbe donne le point E (qui doit correspondre au point d'inflexion)) <p>Pour cette expérience, les coordonnées du point d'équivalence sont : $E: \begin{cases} V_{bE} = 10 \text{ mL} \\ \text{pH}_E = 7 \end{cases}$</p> <p>Remarque : Influence des concentrations sur la courbe</p> <ul style="list-style-type: none"> - Le point d'équivalence reste le même (ne change pas : càd les concentrations de l'acide et de la base n'influencent pas le point d'équivalence) - Le saut de pH augmente avec les concentrations (plus les solutions sont concentrées, plus le saut de pH est important) <p>(schéma illustratif)</p> 
------------------------------	--	--	-----------------------------	--

Développement (suite)	Expérimentation	De ce qui précède, définissez l'équivalence acido-basique.		<p>1.3.4.2. Définition de l'équivalence acido-basique L'équivalence acido-basique est l'état du mélange des réactifs dans les proportions stœchiométriques indiquées par l'équation-bilan de la réaction. <i>(càd qu'il y'a équivalence lorsque les réactifs ont été mélangés dans les proportions indiquées par les coefficients stœchiométriques de l'équation-bilan de la réaction considérée ou encore l'équivalence acido-basique est atteinte lorsque dans le mélange tous les ions H_3O^+ et OH^- ont réagi.)</i></p>
	Travail de groupe	Le professeur établit la relation à l'équivalence		<p>1.3.4.3. Relation d'équivalence <i>(L'équation-bilan de la réaction est : $H_3O^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ donc)</i> À l'équivalence acido-basique, la quantité de matière de base (ions OH^-) ajoutée est égale à la quantité de matière d'acide (ions H_3O^+) (initialement) introduite. Soit $n(H_3O^+) = n(OH^-)$ (or $n(H_3O^+) = C_a V_a$ et $n(OH^-) = C_b V_{bE}$)</p> <p>D'où : $C_a V_a = C_b V_{bE}$ (relation à l'équivalence)</p> <p>Avec V_{bE} : volume de base versé à l'équivalence</p>
	Travail individuel			<p>Remarque :</p> <ul style="list-style-type: none"> - cette relation permet de déterminer l'inconnue (la concentration ou le volume) (<i>ici c'est la concentration</i>) <p>On peut ainsi calculer la concentration d'acide chlorhydrique : $C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a} = \frac{10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3}} = 10^{-2} \text{ mol/L}$</p> <ul style="list-style-type: none"> - pour la réaction entre : <ul style="list-style-type: none"> ♦ un diacide fort (<i>acide sulfurique par exemple</i>) et une base forte (<i>hydroxyde de potassium par exemple</i>), on a : $2C_a V_a = C_b V_{bE}$ (à l'équivalence) ♦ un acide fort (<i>acide bromhydrique par exemple</i>) et une dibase forte (<i>hydroxyde de calcium ($Ca(OH)_2$) par exemple</i>) ; on a : $C_a V_a = 2C_b V_{bE}$ <ul style="list-style-type: none"> - si on verse la solution d'acide sur la solution basique (<i>si c'est la base forte qui est dosée par l'acide fort</i>), on a : $C_b V_b = C_a V_{aE}$ avec V_{aE} : volume d'acide versé à l'équivalence <p><i>(en effet, d'une manière générale, pour un polyacide et une polybase l'équivalence acido-basique se traduit par $p \cdot C_A V_A = q \cdot C_B V_B$ où p et q représentent les nombres de moles données respectivement par une mole de polyacide et de polybase et C_A et C_B sont les concentrations respectives de l'acide et la base puis V_A et V_B sont les volumes de l'acide et de la base à l'équivalence.)</i></p>
	Questions/réponse			<p>1.3.4.4. Composition du mélange et son pH à l'équivalence</p>

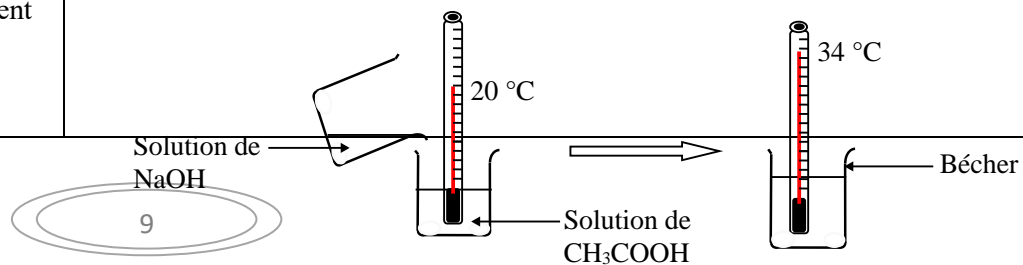
Développement (suite)	Expérimentation	Déterminez la composition du mélange et son pH, à l'équivalence.	Les élèves exécutent	<p>◆ Inventaire des espèces chimiques (à l'équivalence) : H_3O^+ ; OH^- ; Na^+ ; Cl^- ; H_2O</p> <p>◆ $[Cl^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}} = \frac{10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3}}{(10+10) \cdot 10^{-3}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$</p> <p>◆ $[Na^+] = \frac{C_b V_{bE}}{V_a + V_{bE}} = \frac{10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3}}{(10+10) \cdot 10^{-3}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$</p> <p>◆ ENS : $[Na^+] + [H_3O^+] = [OH^-] + [Cl^-]$ or $[Na^+] = [Cl^-]$ D'où : $[H_3O^+] = [OH^-]$ (ces ions proviennent de l'autoprotolyse de l'eau car ceux provenant de l'acide et de la base ayant tous disparu (réagi))</p> <p>◆ produit ionique de l'eau : $Ke = [H_3O^+] \times [OH^-]$ or $[H_3O^+] = [OH^-]$ $\rightarrow Ke = [H_3O^+]^2 = [OH^-]^2$</p> <p>Soit $[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{Ke} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ mol/L}$ (car on est à 25 °C)</p> <p>◆ pH du mélange à l'équivalence : $pH = -\log[H_3O^+] = 7$ À l'équivalence acido-basique, le mélange (la solution obtenue) est neutre.</p> <p>Il correspond à une solution aqueuse de chlorure de sodium (de concentration $= \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}}$) (et La masse de NaCl dissoute pour obtenir cette solution serait : $Na^+ + Cl^- \rightarrow NaCl$ $\eta (NaCl) = \eta Na^+_{(B)} = \eta Cl^- = C \cdot A \cdot V_A = 10^{-1} \cdot 20 \cdot 10^{-3} = 20 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ $m (NaCl) = \eta (NaCl) \times M (NaCl) = 20 \cdot 10^{-4} \times (23 + 35,5) = 0,117 \text{ g}$)</p> <p>remarque :</p> <ul style="list-style-type: none"> - L'équivalence acido-basique peut être aussi (expérimentalement) déterminée par l'emploi d'un indicateur coloré dont la zone de virage contient le pH à l'équivalence (le volume versé à l'équivalence et la relation d'équivalence permettent de déterminer l'inconnue) <p>(en effet, tout indicateur coloré dont la zone de virage appartient au saut du pH est bon pour le dosage colorimétrique. Mais le meilleur indicateur est celui dont la zone de virage contient le pH à l'équivalence pH_E. Donc il est préférable d'utiliser le bleu de bromothymol pour le dosage d'un acide fort par une base forte et inversement. Mais on peut aussi utiliser l'hélianthine ou la phénolphthaléine lorsque les concentrations de l'acide et de la base sont élevées. NB: les indicateurs colorés ne sont utilisés qu'en petites quantités (quelques gouttes suffisent), sous peine de fausser la détermination de l'équivalence.)</p> <ul style="list-style-type: none"> - Nature et pH d'un mélange acide fort-base forte <p>Pour déterminer la nature d'un mélange acide fort-base forte, on calcule d'abord les quantités de matière apportées chaque solution Pour l'acide : $n_a = C_a V_a$ et pour la base : $n_b = C_b V_b$</p> <p>◆ si $n_a > n_b$, alors le mélange obtenu est acide donc les ions H_3O^+ sont majoritaires dans le mélange. Donc : \rightarrow quantité d'ions H_3O^+ restant en solution :</p>
	Travail de groupe			
	Travail individuel			
	Questions/réponse			

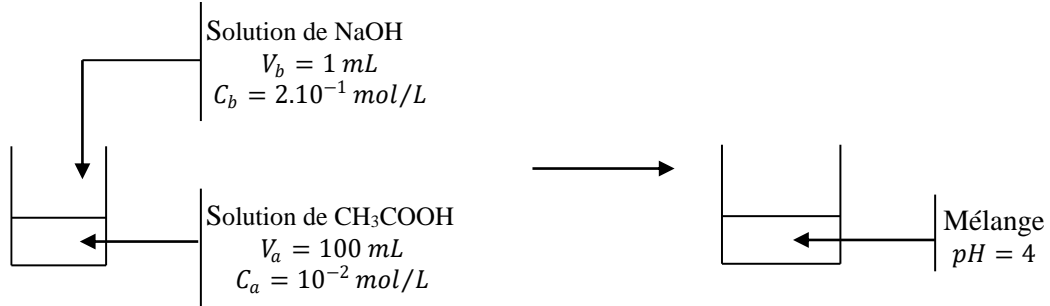
Développement (suite)	Expérimentation			$n(H_3O^+) = n_a - n_b = C_a V_a - C_b V_b$ <p>→ concentration des ions H_3O^+ restant en solution :</p> $[H_3O^+] = \frac{n_a - n_b}{V_a + V_b} = \frac{C_a V_a - C_b V_b}{V_a + V_b}$ <p>→ le pH du mélange obtenu : $pH = -\log[H_3O^+] = -\log \frac{C_a V_a - C_b V_b}{V_a + V_b}$</p> <p>♦ si $n_a < n_b$, alors le mélange obtenu est basique donc les ions OH^- sont majoritaires dans le mélange. Donc :</p> <p>→ quantité d'ions OH^- restant en solution :</p> $n(OH^-) = n_b - n_a = C_b V_b - C_a V_a$ <p>→ concentration des ions OH^- restant en solution :</p> $[OH^-] = \frac{n_b - n_a}{V_a + V_b} = \frac{C_b V_b - C_a V_a}{V_a + V_b}$ <p>→ le pH du mélange obtenu : $pH = 14 + \log[OH^-] = 14 + \log \frac{C_b V_b - C_a V_a}{V_a + V_b}$</p> <p>(car $pH = -\log[H_3O^+]$ avec $[H_3O^+] = \frac{[OH^-]}{K_e}$)</p> <p>♦ si $n_a = n_b$, alors le mélange obtenu est neutre donc les ions H_3O^+ et OH^- sont en quantité égale. Donc :</p> <p>→ quantité d'ions H_3O^+ et OH^- en solution :</p> $n(H_3O^+) = n(OH^-) = C_a V_a = C_b V_b$ <p>→ concentration des ions H_3O^+ et OH^- en solution :</p> $[H_3O^+] = [OH^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = \sqrt{K_e} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ mol/L}$ <p>→ le pH du mélange obtenu : $pH = -\log[H_3O^+] = 7$</p> <p>(- l'ajout d'eau distillée à la solution acide (solution à doser) ne modifie ni le volume V_E à l'équivalence, ni le pH à l'équivalence $pH_E = 7$. Il a simplement pour but de faciliter l'agitation du mélange et de favoriser l'immersion des électrodes du pH-mètre)</p>
	Travail de groupe			
	Travail individuel			
	Questions/réponse			

ACTIVITE D'APPLICATION N°1 (S. voir cours physique)

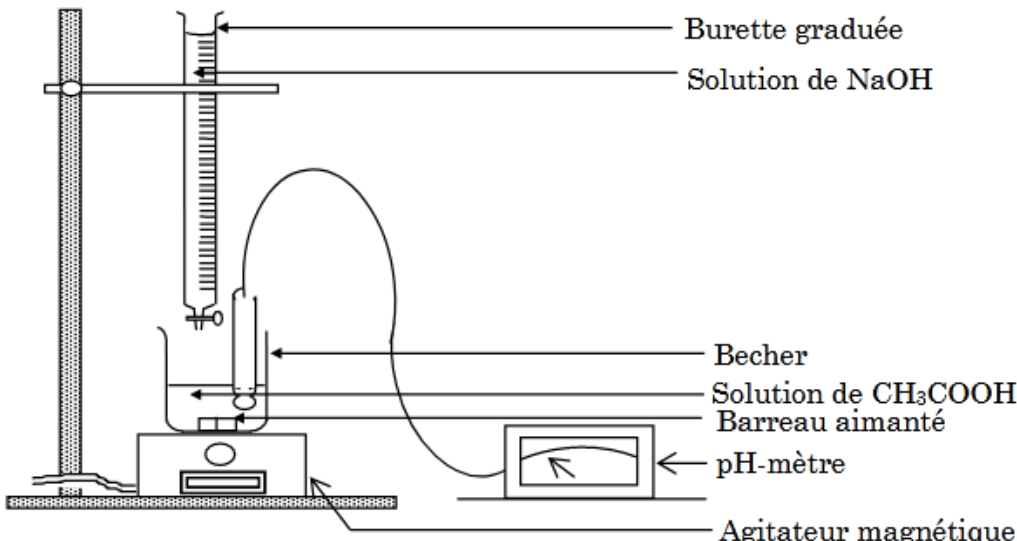
A l'aide d'une burette graduée, on verse dans $V_b = 50 \text{ mL}$ d'une solution d'hydroxyde de sodium, une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol/L}$. On

Développement (suite)		<p>Activité d'application</p> <p>Le professeur donne un temps de recherche aux élèves et contrôle leurs productions</p>	<p>Chaque élève cherche les exercices au brouillon.</p>	<p>mesure le pH en fonction du volume V_a de la solution d'acide versé. Les valeurs correspondantes sont rassemblées dans le tableau suivant :</p> <table border="1" data-bbox="1048 180 2123 256"> <tr><td>$V_a(mL)$</td><td>0</td><td>1</td><td>2</td><td>3</td><td>4</td><td>5</td><td>6</td><td>7</td><td>9</td><td>10</td><td>11</td></tr> <tr><td>pH</td><td>11,5</td><td>11,5</td><td>11,5</td><td>11,4</td><td>11,3</td><td>11,3</td><td>11,3</td><td>11,2</td><td>11,2</td><td>11,1</td><td>11</td></tr> </table> <table border="1" data-bbox="1048 268 1995 352"> <tr><td>$V_a(mL)$</td><td>12</td><td>13</td><td>14</td><td>15</td><td>16</td><td>16,2</td></tr> <tr><td>pH</td><td>11</td><td>10,9</td><td>10,8</td><td>10,6</td><td>9,9</td><td>9,6</td></tr> </table> <table border="1" data-bbox="1048 363 2123 448"> <tr><td>$V_a(mL)$</td><td>16,8</td><td>17</td><td>17,6</td><td>18</td><td>20</td></tr> <tr><td>pH</td><td>4,4</td><td>4,1</td><td>3,8</td><td>3,6</td><td>3,3</td></tr> </table>	$V_a(mL)$	0	1	2	3	4	5	6	7	9	10	11	pH	11,5	11,5	11,5	11,4	11,3	11,3	11,3	11,2	11,2	11,1	11	$V_a(mL)$	12	13	14	15	16	16,2	pH	11	10,9	10,8	10,6	9,9	9,6	$V_a(mL)$	16,8	17	17,6	18	20	pH	4,4	4,1	3,8	3,6	3,3
$V_a(mL)$	0	1	2	3	4	5	6	7	9	10	11																																											
pH	11,5	11,5	11,5	11,4	11,3	11,3	11,3	11,2	11,2	11,1	11																																											
$V_a(mL)$	12	13	14	15	16	16,2																																																
pH	11	10,9	10,8	10,6	9,9	9,6																																																
$V_a(mL)$	16,8	17	17,6	18	20																																																	
pH	4,4	4,1	3,8	3,6	3,3																																																	
Evaluation (15 min)	Questions -réponses	<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>Activité : Réaction entre un acide faible et une base forte</p>	<p>Chaque élève prend la solution dans son cahier.</p> <p>Les élèves observent attentivement l'expérience.</p>	<ol style="list-style-type: none"> Fais le schéma annoté du montage expérimental. Ecris l'équation-bilan de la réaction qui a lieu. Que vaut le pH de la solution obtenue à l'équivalence à 25°C ? Trace la courbe $pH = f(V_a)$ Echelle : 1cm pour une unité de pH et 1cm pour 2mL. Détermine graphiquement les coordonnées du point d'équivalence E. En déduis la concentration C_b de la solution d'hydroxyde de sodium. Détermine les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans mélange lorsque l'on a versé $V_a = 10 mL$ d'acide chlorhydrique. Vers quelle limite tend la valeur du pH de la solution finale quand on ajoutera une très grande quantité de solution d'acide chlorhydrique. <p>2. Réaction entre un acide faible et une base forte</p> <p>2.1. Caractéristiques de la réaction</p> <p>2.1.1. Effet thermique de la réaction</p>																																																		



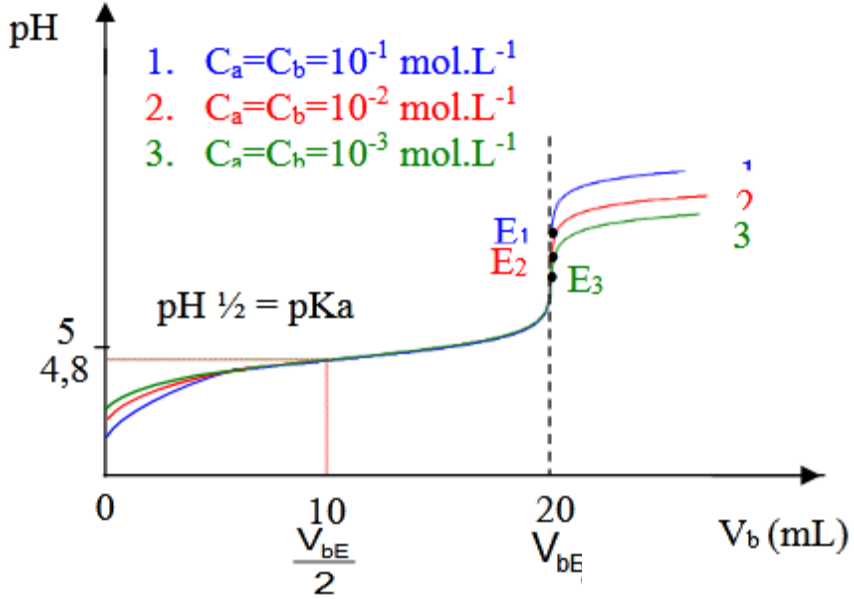
Développement (suite)	Expérimentation	Soyez attentif et observez l'expérience.	Elle est exothermique	La réaction entre un acide faible et une base forte est exothermique
	Travail de groupe	Que peut-on dire de cette réaction ?		<p>2.1.2. Nature de la réaction (à l'aide d'une pipette graduée,) On verse un volume $V_b = 1 \text{ mL}$ de solution de soude de concentration $C_b = 2.10^{-1} \text{ mol/L}$ sur un volume $V_a = 100 \text{ mL}$ de solution d'acide éthanique de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol/L}$. Le pH du mélange, à 25°C, est 4,2 .</p> 
	Travail individuel			
	Questions/réponse	Calculez les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques	Les élèves exécutent	<p>- Concentrations molaires des espèces chimiques en solution</p> <ul style="list-style-type: none"> ◆ Inventaire : H_3O^+ ; Na^+ ; OH^- ; CH_3COO^- ; CH_3COOH ; H_2O ◆ $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4,2} = 6,3.10^{-5} \text{ mol/L}$ ◆ $[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = 10^{pH-14} = 10^{(4,2-14)} = 1,6.10^{-10} \text{ mol/L}$ ◆ $[Na^+] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} \approx \frac{C_b V_b}{V_a}$ car $V_b \ll V_a$ donc $[Na^+] = \frac{2.10^{-1} \times 1.10^{-3}}{100.10^{-3}} = 2.10^{-3} \text{ mol/L}$ ◆ ENS : $[CH_3COO^-] = ([H_3O^+] + [Na^+]) - [OH^-]$ <p>or $[OH^-] \ll [H_3O^+]$ et $[H_3O^+] \ll [Na^+]$ $[CH_3COO^-] \approx [Na^+] = 2.10^{-3} \text{ mol/L}$</p> <ul style="list-style-type: none"> ◆ C.M : $\frac{C_a V_a}{V_a + V_b} \approx \frac{C_a V_a}{V_a} \approx C_a = [CH_3COO^-] + [CH_3COOH]$ (car $V_b \ll V_a$)

Développement (suite)	Expérimentation		Les élèves exécutent	$\rightarrow [CH_3COOH] = C_a - [CH_3COO^-] = 10^{-2} - 2.10^{-3} = 8.10^{-3} \text{ mol/L}$ - Bilan des quantités de matière ♦ Quantités initiales (<i>avant la réaction</i>) $n_i(CH_3COOH) = C_a V_a = 10^{-2} \times 100.10^{-3} = 10^{-3} \text{ mol/L}$ $n_i(OH^-) = C_b V_b = 2.10^{-1} \times 1.10^{-3} = 2.10^{-4} \text{ mol/L}$ ♦ Quantités restantes (<i>dans le mélange après la réaction</i>) $n_f(CH_3COOH) = [CH_3COOH] \cdot (V_a + V_b) = [CH_3COOH] \cdot V_a$ (<i>car $V_b \ll V_a$</i>) $n_f(CH_3COOH) = 8.10^{-3} \times 100.10^{-3} = 8.10^{-4} \text{ mol/L}$ $n_f(OH^-) = [OH^-] \cdot V_a = 1,6.10^{-10} \times 100.10^{-3} = 1,6.10^{-11} \text{ mol/L}$ (<i>car $V_b \ll V_a$</i>) ♦ Quantités disparues (<i>ayant réagi</i>) $n_d(CH_3COOH) = n_i(CH_3COOH) - n_f(CH_3COOH) = 10^{-3} - 8.10^{-4} = 2.10^{-4} \text{ mol/L}$ $n_d(OH^-) = n_i(OH^-) - n_f(OH^-) = 2.10^{-4} - 1,6.10^{-11} (= 1,99.10^{-4}) \approx 2.10^{-4} \text{ mol/L}$
	Travail de groupe	Calculez les quantités de matière des espèces chimiques	Elle est totale	
	Travail individuel	Que peut-on encore dire de cette réaction ?	Cette réaction est totale et exothermique	
	Questions/réponse	Tirez-en une conclusion Ecrivez l'équation-bilan de la réaction chimique	Les élèves exécutent	- Interprétation ♦ Les ions OH^- introduits ont (<i>quasiment</i>) tous (<i>entièrement</i>) réagi : la réaction est donc totale ♦ La quantité de CH_3COOH disparue est égale à celle de OH^- introduite et disparue : la réaction se produit donc entre ces deux espèces 2.1.3. Conclusion La réaction entre un acide faible et une base forte est totale et exothermique. Elle résulte de l'actions des ions OH^- sur les molécules d'acide. (<i>ici CH_3COOH</i>) 2.2. Equation-bilan de la réaction chimique L'équation-bilan de la réaction entre un acide faible et une base forte est : - Acide faible de type AH : $AH + OH^- \rightarrow A^- + H_2O$ - Acide faible de type BH^+ : $BH^+ + OH^- \rightarrow B + H_2O$ (<i>lors de cette réaction, il y'a un transfert de proton de l'acide faible vers l'ion OH^-. Les ions A^- et les molécules B (provenant des acides AH et BH^+) ne réagissent pas. Ils sont spectateurs ou indifférents</i>) 2.3. Evolution du pH au cours de la réaction 2.3.1. Expérience et résultats

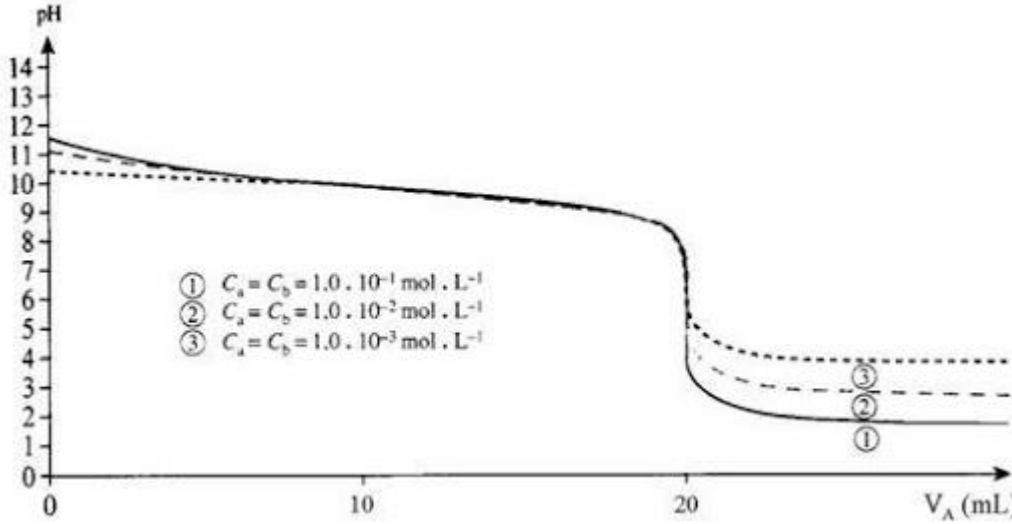
Développement (suite)	Expérimentation	Soyez attentif et observez l'expérience.	Les élèves observent attentivement l'expérience.	<p>À 25 °C, on verse (à l'aide d'une burette) une solution de soude de concentration $C_b = 10^{-1} \text{ mol/L}$ sur un volume $V_a = 20 \text{ mL}$ d'acide éthanóique de concentration C_a inconnue. (le mélange est constamment homogénéisé grâce à un agitateur magnétique). On relève au fur et à mesure le pH du mélange et le volume V_b de soude versée</p> 																																																																
	Travail de groupe		Les élèves exécutent	Les résultats sont relevés dans le tableau ci-dessous :																																																																
	Travail individuel	Complétez le tableau		<table border="1" data-bbox="1048 922 2123 1053"> <tr> <td>$V_b \text{ (mL)}$</td> <td>0</td><td>1</td><td>2</td><td>3</td><td>4</td><td>5</td><td>6</td><td>7</td><td>8</td><td>9</td><td>10</td><td>11</td><td>12</td><td>13</td><td>14</td> </tr> <tr> <td>pH</td> <td>2,8</td><td>3,3</td><td>3,6</td><td>3,8</td><td>4</td><td>4,1</td><td>4,2</td><td>4,3</td><td>4,4</td><td>4,5</td><td>4,6</td><td>4,8</td><td>4,8</td><td>4,9</td><td>4,9</td> </tr> </table> <table border="1" data-bbox="1048 1085 2123 1216"> <tr> <td>$V_b \text{ (mL)}$</td> <td>15</td><td>16</td><td>17</td><td>18</td><td>19</td><td>20</td><td>21</td><td>21,5</td><td>22</td><td>22,5</td><td>23</td><td>24</td><td>25</td><td>26</td><td>27</td> </tr> <tr> <td>pH</td> <td>5</td><td>5,1</td><td>5,2</td><td>5,3</td><td>5,4</td><td>5,6</td><td>5,9</td><td>6,2</td><td>7</td><td>10,7</td><td>11,2</td><td>11,6</td><td>11,8</td><td>11,9</td><td>12</td> </tr> </table>	$V_b \text{ (mL)}$	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	pH	2,8	3,3	3,6	3,8	4	4,1	4,2	4,3	4,4	4,5	4,6	4,8	4,8	4,9	4,9	$V_b \text{ (mL)}$	15	16	17	18	19	20	21	21,5	22	22,5	23	24	25	26	27	pH	5	5,1	5,2	5,3	5,4	5,6	5,9	6,2	7	10,7	11,2	11,6	11,8	11,9	12
	$V_b \text{ (mL)}$		0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14																																																			
pH	2,8	3,3	3,6	3,8	4	4,1	4,2	4,3	4,4	4,5	4,6	4,8	4,8	4,9	4,9																																																					
$V_b \text{ (mL)}$	15	16	17	18	19	20	21	21,5	22	22,5	23	24	25	26	27																																																					
pH	5	5,1	5,2	5,3	5,4	5,6	5,9	6,2	7	10,7	11,2	11,6	11,8	11,9	12																																																					
Questions/réponse			<p>2.3.2. Tracé de la courbe $pH = f(V_b)$ Echelle : 1 cm pour 1 mL et 1 cm pour 1 unité de pH. Tracé : voir papier millimétré</p>																																																																	

<p>Développement (suite)</p>	<p>Expérimentation</p>	<p>Tracez la courbe : $\text{pH} = f(V_b)$.</p>	<p>Les élèves exécutent</p>	<div data-bbox="1070 124 2107 802"> </div> <p>2.3.3. Exploitation de la courbe</p> <p>La courbe est croissante et comprend quatre (4) parties :</p> <ul style="list-style-type: none"> - 1^{ère} partie : $0 \leq V_b \leq 4 \text{ mL}$, le pH croît rapidement. La courbe présente une concavité tournée vers le bas. - 2^{ème} partie : $4 < V_b \leq 21 \text{ mL}$, le pH varie peu. La courbe croît de façon quasi linéaire (presqu'assimilable à une droite) avec un changement de concavité : elle présente donc un point d'inflexion. - 3^{ème} partie : $21 < V_b \leq 23 \text{ mL}$, on observe un saut de pH (brusque variation du pH (mais moins importante que pour l'acide chlorhydrique vue précédemment)) avec un changement de concavité de la courbe : elle présente donc un second point d'inflexion. - 4^{ème} partie : $23 \text{ mL} < V_b$, le pH augmente faiblement (et tend vers celui de la solution de soude ajoutée (ici $\text{pH} = 13$)) et la courbe tend vers une asymptote horizontale d'équation : $\text{pH} = \text{pKe} + \log C_b$. <p>Remarque :</p>
	<p>Travail de groupe</p>			
	<p>Travail individuel</p>		<p>Les élèves exécutent</p>	
	<p>Questions/réponse</p>	<p>Interprétez les différentes parties de la courbe.</p>		

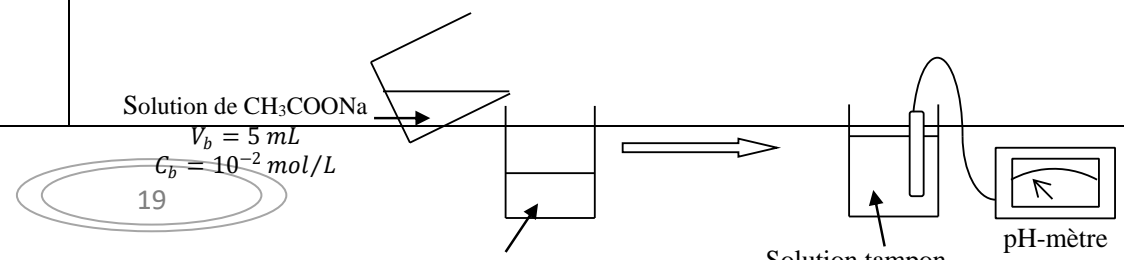
Développement (suite)	Expérimentation		Les élèves exécutent	La courbe (<i>change deux fois de concavité donc elle</i>) présente deux points d'inflexion : le point d'équivalence E (dans la 3 ^{ème} partie) et le point de demi-équivalence noté 1/2 E (ou F) (dans la 2 ^{ème} partie)
	Travail de groupe	Rappelez la relation d'équivalence	Les élèves exécutent	<p>2.3.4. Le point d'équivalence E</p> <ul style="list-style-type: none"> - Relation d'équivalence <p>À l'équivalence (ou à l'équilibre) acido-basique, on a : $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{OH}^-)$ Soit $C_a V_a = C_b V_{bE}$ (car $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = C_a V_a$ et $n(\text{OH}^-) = C_b V_{bE}$) N.B. : Dans le cas d'une réaction entre un acide faible et une dibase forte, on a : $C_a V_a = 2C_b V_{bE}$ (en effet, à l'équivalence on a : $n(\text{acide}) = n(\text{OH}^-)$, ce qui donne $C_a V_a = p \cdot C_b V_{bE}$ où C_a et V_a sont respectivement la concentration et le volume de la solution acide, C_b et V_{bE} sont la concentration et le volume à l'équivalence de la solution basique et p est le nombre de moles d'ions OH^- libérées par une mole de la base.)</p> <ul style="list-style-type: none"> - Détermination graphique du point d'équivalence E <p>Avec la méthode des tangentes parallèles, on obtient : E ($V_{bE} = 22,2 \text{ mL}$; $\text{pH}_E = 8,7$) (de là, on peut tirer l'inconnue ; ici C_a) À l'équivalence acido-basique, on a $\text{pH} = 8,7$: la solution est donc basique (à l'équivalence)</p> <p>Remarque :</p> <ul style="list-style-type: none"> - En général, lors de la réaction entre un acide faible et une base forte, la solution obtenue à l'équivalence est basique. (à 25 °C, son pH est supérieur à 7) - L'allure de la courbe (<i>de dosage</i>) reste la même quel que soit l'acide faible et la base forte utilisés
	Travail individuel	Déterminez par la méthode des tangentes le point d'équivalence.		
	Questions/réponse	Déterminez la composition du mélange et son pH, à l'équivalence.	Les élèves exécutent	<p>2.3.5. Composition du mélange à l'équivalence</p> <ul style="list-style-type: none"> - Inventaire des espèces chimiques : H_3O^+ ; OH^- ; CH_3COOH ; CH_3COO^- ; Na^+ ; H_2O - Calcul des concentrations : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-8,7} = 2 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$ $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 10^{\text{pH}-14} = 10^{8,7-14} = 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ $[\text{Na}^+] = \frac{C_b V_{bE}}{V_a + V_{bE}} = \frac{10^{-1} \times 22,2 \cdot 10^{-3}}{(20+22,2) \cdot 10^{-3}} = 5,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ <p>ENS : $[\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{OH}^-]$ or $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-]$ $\rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-]$ de plus $[\text{OH}^-] \ll [\text{Na}^+]$ d'où $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] = 5,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$</p>

<p>Développement (suite)</p>	<p>Expérimentation</p> <p>Travail de groupe</p> <p>Travail individuel</p> <p>Questions/réponse</p>	<p>Le professeur donne l'influence des concentrations molaires volumiques sur la courbe $\text{pH} = f(V_b)$</p> <p>Activité : Etude de la réaction entre une base faible et un acide fort.</p> <p>Le professeur donne les caractéristiques de cette réaction</p>		<p>2.3.7. Influence des concentrations (des acides et des bases) sur l'allure de la courbe</p> <ul style="list-style-type: none"> - Le point d'équivalence change - Le point de demi-équivalence reste le même - Le saut de pH augmente avec la concentration  <p>1. $C_a=C_b=10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ 2. $C_a=C_b=10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ 3. $C_a=C_b=10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$</p> <p>$\text{pH} \frac{1}{2} = \text{pKa}$</p> <p>5 4,8</p> <p>0 $\frac{10}{V_{bE}}$ $\frac{20}{V_{bE}}$ $V_b \text{ (mL)}$</p> <p>3. Réaction entre une base faible et un acide fort</p> <p>3.1. Caractéristiques de la réaction</p> <p>La réaction entre un acide fort et une base faible est totale et exothermique. (Elle résulte de l'actions des ions H_3O^+ sur les molécules de base)</p> <p>Son équation-bilan s'écrit :</p> <ul style="list-style-type: none"> - base faible de type A^- : $\text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{AH} + \text{H}_2\text{O}$ - base faible de type B : $\text{B} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{BH}^+ + \text{H}_2\text{O}$ <p>Remarque : (en ajoutant (ou versant), une solution d'acide fort à une solution de base forte, on a :)</p> <ul style="list-style-type: none"> - la courbe de variation de pH est l'inverse de la courbe précédente (celle de la réaction entre un acide faible et une base forte)
------------------------------	--	---	--	--

Développement (suite)	Expérimentation			<p>(schéma illustratif : à ne pas faire prendre)</p> <div data-bbox="1265 383 1758 901" data-label="Figure"> </div> <p>- À l'équivalence, $n(H_3O^+) = n(base) \rightarrow C_a V_{aE} = C_b V_b$ En outre, $pH_E < 7$ à $25^\circ C$: la solution obtenue est acide à l'équivalence N.B. : Dans le cas d'une réaction entre une base faible et un diacide fort, on a : $2C_a V_{aE} = C_b V_b$ (en effet, à l'équivalence, le mélange contient l'espèce conjuguée (BH^+) en plus de l'espèce conjuguée de l'espèce forte (qui est une espèce indifférente) et des ions H_3O^+ et OH^-, qui proviennent de la dissociation de l'eau (et de la réaction entre l'espèce conjuguée (BH^+) et l'eau (la première réaction est très limitée du fait de la deuxième réaction qui est en général limitée aussi)). Donc le pH à l'équivalence est imposé par l'espèce conjuguée (BH^+) de l'espèce faible. Ce qui donne: $pH_E < \frac{1}{2}pK_E$ ($pH_E < 7$ à $25^\circ C$) car présence de l'acide conjugué BH^+ de la base faible B</p> <p>- À la demi-équivalence ; $V_{1/2E} = \frac{V_{aE}}{2} \rightarrow C_a V_{1/2E} = \frac{C_b V_b}{2}$ (à la demi-équivalence, la moitié de la quantité initiale de base a réagi) Donc $[Acide] = [Base]$ d'où : $pH_{1/2E} = pKa$</p>
	Travail de groupe			
	Travail individuel			
	Questions/réponse			

<p>Développement (suite)</p>	<p>Expérimentation</p> <p>Travail de groupe</p> <p>Travail individuel</p> <p>Questions/réponse</p> <p>Expérimentation</p>	<p>Le professeur donne l'influence des concentrations molaires volumiques sur la courbe $\text{pH} = f(V_a)$</p>		<ul style="list-style-type: none"> - Influence des concentrations sur l'allure de la courbe ◆ le point d'équivalence change ◆ le point de demi-équivalence reste le même ◆ le saut de pH augmente avec la concentration <p>(schéma illustratif)</p>  <p>① $C_A = C_B = 1.0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ② $C_A = C_B = 1.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ③ $C_A = C_B = 1.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$</p> <p>3.2. Application : action de l'acide chlorhydrique sur l'ammoniac (<i>S. voir cours physique</i>) Dans un bécher, on introduit $V_B = 20 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'ammoniac de concentration C inconnue. A l'aide d'une burette graduée, on y ajoute un volume V (en</p>
------------------------------	---	---	--	---

Développement (suite)	Travail de groupe	Le professeur fait étudier sous forme d'exercice la réaction d'un acide fort (l'acide chlorhydrique) et d'une base faible (l'ammoniac).	<p>mL) d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C' = 0,14 \text{ mol/L}$ puis on mesure au fur et à mesure le pH du mélange. On obtient alors le tableau de mesures suivant:</p> <table border="1"> <tr> <td>V (mL)</td> <td>0</td> <td>6</td> <td>10</td> <td>12</td> <td>14</td> <td>14,2</td> <td>14,4</td> <td>14,6</td> <td>14,8</td> <td>15</td> <td>15,2</td> <td>16</td> <td>18</td> <td>20</td> <td>30</td> </tr> <tr> <td>pH</td> <td>11,1</td> <td>9,5</td> <td>9</td> <td>8,6</td> <td>7,7</td> <td>7</td> <td>6,5</td> <td>6</td> <td>5</td> <td>4</td> <td>2,8</td> <td>2,6</td> <td>2,2</td> <td>2</td> <td>1,6</td> </tr> </table> <p>1. Ecris l'équation –bilan de la réaction acido-basique. 2. Trace la courbe $\text{pH} = f(V)$. Echelle: 1 cm \leftrightarrow 2 mL et 1 cm pour une unité de pH. 3. Déduis de cette courbe: 3.1 les coordonnées du point d'équivalence E. 3.2 la valeur du pKa du couple concerné. 3.3 la concentration C de la solution d'ammoniac. 3.4 pourquoi la solution est acide à l'équivalence.</p> <p>4. Solution tampon 4.1. Composition d'une solution tampon Au cours d'une réaction entre un acide faible et une base forte ou entre une base faible et un acide fort, la solution obtenue à la demi-équivalence est appelée solution tampon. Cette solution est telle que : ♦ $\text{pH} = \text{pKa}$ du couple acide/base présent dans la solution ♦ $[\text{Acide}] = [\text{Base conjuguée}]$ Une solution tampon est alors constituée d'un mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base conjuguée. Le pH d'une solution tampon est égal au pKa du couple acide/base constitutif.</p> <p>4.2. Propriétés d'une solution tampon 4.2.1. Expérience et observation</p>	V (mL)	0	6	10	12	14	14,2	14,4	14,6	14,8	15	15,2	16	18	20	30	pH	11,1	9,5	9	8,6	7,7	7	6,5	6	5	4	2,8	2,6	2,2	2	1,6
	V (mL)	0		6	10	12	14	14,2	14,4	14,6	14,8	15	15,2	16	18	20	30																		
	pH	11,1		9,5	9	8,6	7,7	7	6,5	6	5	4	2,8	2,6	2,2	2	1,6																		
Travail individuel	Activité : Solution tampon																																		
Recherches documentaires	Le professeur donne la composition de ce mélange.																																		



Développement (suite)	Expérimentation													
	Travail de groupe	Le professeur montre à partir du mélange obtenu à la demi équivalence du dosage acide faible-base forte, les propriétés d'une solution tampon		<table border="1"> <thead> <tr> <th></th> <th>pH</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Tube témoin</td> <td>4,8</td> </tr> <tr> <td>Quelques gouttes de NaOH à 0,1 mol/L</td> <td>4,83</td> </tr> <tr> <td>Quelques gouttes de HCl à 0,1 mol/L</td> <td>4,77</td> </tr> <tr> <td>Quelques cm³ d'eau (distillée)</td> <td>4,81</td> </tr> </tbody> </table>		pH	Tube témoin	4,8	Quelques gouttes de NaOH à 0,1 mol/L	4,83	Quelques gouttes de HCl à 0,1 mol/L	4,77	Quelques cm ³ d'eau (distillée)	4,81
		pH												
Tube témoin	4,8													
Quelques gouttes de NaOH à 0,1 mol/L	4,83													
Quelques gouttes de HCl à 0,1 mol/L	4,77													
Quelques cm ³ d'eau (distillée)	4,81													
Travail individuel			<p>4.2.2. Conclusion</p> <p>Une solution tampon est une solution aqueuse dont le pH :</p> <ul style="list-style-type: none"> - varie peu suite à une dilution modérée - augmente peu suite à l'addition modérée d'une base forte - diminue peu suite à l'addition modérée d'un acide fort 											
Recherches documentaires	Le professeur définit une solution tampon		<p>4.3. Définition</p> <p>(en chimie) Une solution tampon est une solution dont le pH reste pratiquement constant malgré l'addition modérée d'un acide ou d'une base ou malgré une dilution modérée. (C'est le type même de l'effet tampon: un milieu sera dit "tamponné" si, malgré l'ajout de soude, malgré celui d'acide, malgré celui d'eau, son pH reste pratiquement constant. On aura alors une solution "tampon". Ce phénomène est très répandu dans la nature: beaucoup de réactions biologiques se font à un pH déterminé. L'homme est lui-même un milieu "tampon". En effet, lorsqu'on boit, par exemple, un verre de vin le pH du vin est de l'ordre de 3.50 à 4.00. Le pH sanguin est de l'ordre de 7.40. Lorsqu'on boit un verre de vin le système biologique humain, du fait qu'il est "tamponné", ne se trouve pas notablement modifié au niveau de son pH à cause de cela. Bien entendu si l'on boit trop de vin on imagine les autres conséquences qui se font jour... Tout est question de dose on s'en serait douté...(rires!!!). Mais les problèmes sont alors dus à l'éthanol et pas au pH...)</p> <p>4.4. Préparation d'une solution tampon</p> <p>(dans une solution tampon, l'acide et la base ne doivent pas se neutraliser. On utilise donc un couple acide/base conjuguée)</p>											

Développement (suite)	Expérimentation	Le professeur explique les méthodes de préparation d'une solution tampon	<p>Il existe trois (3) méthodes de préparation d'une solution tampon :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Mélange d'un acide faible (A) et d'une base forte jusqu'à la demi-équivalence : $n(OH^-) = \frac{n(A)}{2}$ soit : $C_b V_b = \frac{C_a V_a}{2}$ - Mélange d'un acide fort et d'une base faible (B) jusqu'à la demi-équivalence : $n(H_3O^+) = \frac{n(B)}{2}$ soit : $C_a V_a = \frac{C_b V_b}{2}$ - Mélange équimolaire d'un acide faible (A) et de sa base (faible) conjuguée (de même concentration) : $n(A) = n(B)$ soit : $C_a V_a = C_b V_b$ <p>Remarque : Les solutions d'acide fort et de base forte ne sont pas des solutions tampons car leurs pH (bien qu'étant pratiquement insensibles à un ajout modéré d'acide ou de base) varient fortement (beaucoup) avec la dilution. (: ce sont des solutions pseudo-tampons)</p> <p>(<u>Pouvoir Tampon</u> :</p> <p>* Si les solutions utilisées sont trop diluées (H_3O^+) et (OH^-) ne sont plus négligeables devant C_a et C_b. Le pH de la solution tampon diffère sensiblement de la valeur de pKa. ** Pour que le tampon puisse s'opposer efficacement à la variation de pH par ajout de H_3O^+, il faut que sa concentration en base faible (A^-) soit suffisamment importante. *** Pour que le tampon puisse s'opposer efficacement à la variation de pH par ajout de OH^-, il faut que sa concentration en acide faible (AH) soit suffisamment importante. La composition d'une solution tampon correspond à la partie sensiblement rectiligne des courbes de réaction entre un acide faible et une base forte ou d'une base faible et d'un acide fort au voisinage de la 1/2 équivalence. Les solutions assez concentrées d'un acide faible et de sa base conjuguée en quantité équimolaire constituent donc les meilleures solutions tampon. •le pouvoir tampon est la capacité de la solution tampon à neutraliser de l'acide ou de la base C'est-à-dire le CH_3COO^- neutralise les $H^+(aq)$ et le CH_3COOH neutralise les $OH^-(aq)$ donc le pH de la solution tampon ne change pas appréciablement lorsqu'on ajoute des acides et des bases)</p>
	Travail de groupe		
	Travail individuel		
Recherches documentaires		Le professeur donne l'intérêt d'une solution tampon	<p>4.5. Intérêt d'une solution tampon</p> <p>Les solutions tampons sont utilisées :</p> <ul style="list-style-type: none"> - En chimie : <ul style="list-style-type: none"> ♦ pour l'étalonnage des pH-mètres ♦ pour le contrôle (strict) du pH lors des réactions d'oxydoréductions (donc comme milieu réactionnel) (en effet, les solutions tampons vont fixer approximativement le potentiel des solutions et des tampons ioniques qui vont fixer approximativement la force ionique des solutions) ♦ pour l'établissement des conditions appropriées des colorants utilisés dans la coloration des tissus - En biologie : <ul style="list-style-type: none"> ♦ pour favoriser les réactions enzymatiques des médicaments dans le sang (pour cela les médicaments sont tampons) ♦ pour favoriser l'assimilation des nutriments par le sang (atténue la saveur acide du sang)

<p>Développement (suite)</p>			<p>Chaque élève cherche les exercices au brouillon.</p>	<p>(En effet les milieux biologiques (le sang, la salive, le lait, les sucs gastriques, ...) sont généralement tamponnés <i>Exemple : le ph du sang chez l'homme est d'environ 7,4 (en fait le sang veineux est tamponé à pH = 7,4 et le sang artériel à pH = 7,43 grâce à une solution tampon physiologique formée par le couple H_2CO_3/HCO_3^-) et une variation de $\pm 0,4$ entrainer (de graves complications et même) la mort.</i> ♦ comme milieu de conservation de différentes molécules : (la majorité des échantillons biologiques utilisés dans la recherche est conservée dans une solution tampon, souvent une solution tampon phosphate salin (PBS) à pH = 7,4) Remarque : - Pour obtenir une solution tampon de pH désiré, on choisit un couple acide/base dont le pKa est très voisin du pH désiré. <i>(en effet, On a $pH = pKA + \log([base]/[acide]) \rightarrow [base]/[acide] = 10^{(pH - pKA)}$ et comme en général les réactions avec l'eau de l'acide ou de sa base conjuguée sont très limitées, alors $[acide] = CaVa / (Va + Vb)$ et $[base] = CbVb / (Va + Vb)$; donc $[base]/[acide] = CbVb / CaVa = 10^{(pH - pKA)}$. Il faut résoudre le système: $(Va + Vb) = V$ (volume de la solution-tampon) et $CbVb / CaVa = n_b / n_a = 10^{(pH - pKA)}$ pour trouver les caractéristiques (concentration Ca et Cb et volumes Va et Vb) des solutions à mélanger ou les quantités de matières na et nb à mettre dans un certain volume de solution.)</i> - Les solutions assez concentrées d'un acide faible et de sa base conjuguée en quantité équimolaire constituent les meilleures solutions tampons. - Graphiquement, la composition d'une solution tampon correspond à la partie sensiblement rectiligne des courbes de réaction entre un acide faible et une base forte ou d'une base faible et d'un acide fort au voisinage de la 1/2 équivalence - Le pouvoir tampon est la capacité de la solution tampon à neutraliser de l'acide ou de la base</p> <p>ACTIVITE D'APPLICATION N°2 1. Détermine le volume V_b d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 0,5 \text{ mol. L}^{-1}$ que l'on doit ajouter à un volume $V_a = 20 \text{ mL}$ d'une solution d'acide</p>
------------------------------	--	--	---	--

<p>Développement (suite)</p>		<p><u>Activité d'application</u></p> <p>Le professeur donne un temps de recherche aux élèves et contrôle leurs productions</p>		<p>éthanoïque ($pK_a = 4,8$) de concentration $C_a = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$ pour obtenir une solution tampon de $pH = 4,8$.</p> <p>2. On désire préparer une solution tampon de $pH = 9,2$; on dispose alors pour cela des solutions suivantes.</p> <p>$S_1 : \text{HCl} : C_1 = 5.10^{-1} \text{ mol/l}$ $S_2 : \text{NaOH} : C_2 = 2.10^{-2} \text{ mol/l}$ $S_3 : \text{CH}_3\text{COOH} : C_3 = 5.10^{-2} \text{ mol/l}$ $S_4 : \text{NH}_4\text{Cl} : C_4 = 10^{-2} \text{ mol/l}$ $S_5 : \text{NH}_3 : C_5 = 3.10^{-2} \text{ mol/l}$ $S_6 : \text{CH}_3\text{COONa} : C_6 = 10^{-2} \text{ mol/l}$</p> <p>On donne: $pK_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,75$ $pK_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$</p> <p>Procède de trois (3) manières à la préparation de $V = 100 \text{ mL}$ de cette solution</p>
<p>Evaluation (15 min)</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><u>Situation d'évaluation</u></p> <p>Le professeur donne un temps de recherche aux élèves et contrôle leurs productions</p>	<p>Chaque élève prend la solution dans son cahier.</p> <p>Chaque élève cherche les exercices au brouillon.</p>	<p><u>SITUATION D'ÉVALUATION</u></p> <p>On dispose d'une solution d'acide méthanoïque de concentration molaire volumique $C_a = 0,100 \text{ mol. L}^{-1}$ et de $pH = 2,4$</p> <p>1) Calcule les concentrations des espèces chimiques présentes en solution. 2) Dis si cet acide est fort ou faible. Justifie la réponse. Ecris l'équation-bilan de la réaction de l'acide avec l'eau. 3) Donne la définition selon Brönsted d'un acide. 4) Dans un bécher, on introduit un volume $V_a = 20 \text{ mL}$ de cette solution. On y ajoute un volume V_b d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 0,250 \text{ mol. L}^{-1}$</p> <p>4.1) Ecris l'équation-bilan de la réaction. 4.2) Calcule le volume V_E d'hydroxyde de sodium qu'il faut verser pour obtenir l'équivalence Acido-basique. Le pH de la solution est alors 8,3. Justifie, simplement, le caractère basique de la solution. 5) A la demi-équivalence le pH vaut 3,8. En déduis la valeur du pK_a du couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$ 6) Quand V_b devient très grand, largement supérieur à V_a, quelle est, alors, la valeur limite du pH de la solution ? 7) Donne les points remarquables rencontrés précédemment, qui permettent de tracer l'allure de la courbe de variation du pH en fonction du volume d'hydroxyde de sodium versé dans le bécher.</p>
<p>Evaluation (30 min)</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>Chaque élève prend la solution dans son cahier.</p>	