

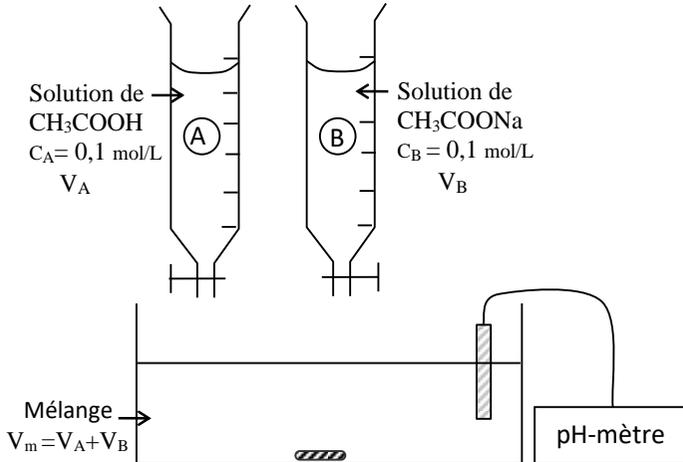
Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
Présentation	Questions /réponses	Rappels/pré requis	Par leurs réponses, les élèves amènent le professeur à donner le titre de la leçon	COUPLES ACIDE/BASE - CLASSIFICATION
Développement	Questions- réponses Brainstorming Questions- réponses	Administration de la situation d'apprentissage Lisez la situation. Quelles actions les élèves veulent mener ? Activité : Définition des acides et des bases selon Brönsted Le professeur définit un acide selon Brönsted.	Les élèves lisent la situation. Ils veulent : - définir un couple acide/base - déterminer le constante d'acidité K_A et le pK_A d'un couple acide/base - expliquer la force d'un acide ou d'une base et à classer les couples acide/base.	1. Définition des acides et des bases selon Brönsted (<i>Johanes Nicolaus Brönsted : 1849 – 1947</i>) 1.1. Définition d'un acide Un acide est une espèce chimique (une molécule ou un ion) capable de céder un ou plusieurs proton(s) H^+ Exemple : l'acide éthanoïque libère un proton H^+ en donnant l'ion éthanoate selon : $CH_3COOH \rightarrow CH_3COO^- + H^+$

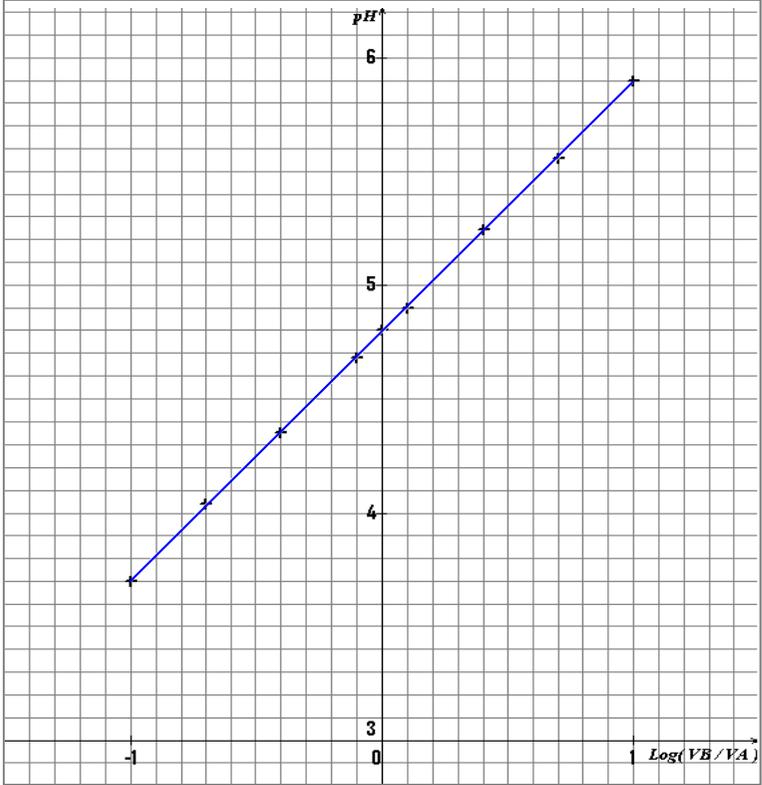
Développement (suite)	Brainstorming	Le professeur définit une base selon Brönsted.		(comme H^+ n'existe pas libre en solution aqueuse ; il se fixe sur une molécule d'eau ; donc l'eau, on a : $CH_3COOH + H_2O \rightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$)
	Questions- réponses	<u>Activité :</u> Couple acide/base		<p>1.2. Définition d'une base</p> <p>Une base est une espèce chimique (une molécule ou un ion) capable de capter un ou plusieurs proton(s) H^+</p> <p>Exemple : l'ion éthanoate capte un proton H^+ en donnant l'acide éthanoïque selon : $CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$</p> <p>(comme H^+ n'existe pas libre en solution aqueuse ; il se fixe sur une molécule d'eau ; donc l'eau, on a : $CH_3COO^- + H_3O^+ \rightarrow CH_3COOH + H_2O$)</p>
	Brainstorming			<p>2. Couple acide/base</p> <p>2.1. Notion de couple acide/base</p> <p>La réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau se traduit, à l'équilibre, par :</p> $CH_3COOH + H_2O \xrightleftharpoons[\textcircled{2}]{\textcircled{1}} CH_3COO^- + H_3O^+$ <p>Selon le sens ①, l'acide CH_3COOH libère un proton puis se transforme en la base CH_3COO^- et selon le sens ②, la base CH_3COO^- capte un proton puis se transforme en l'acide CH_3COOH.</p> <p>On dit alors que CH_3COOH et CH_3COO^- constituent un couple acide/base noté CH_3COOH/CH_3COO^-</p> <p>Les espèces CH_3COOH et CH_3COO^- sont alors dits acide et base conjugués l'un de l'autre.</p>
	Questions- réponses	Le professeur définit le couple acide-base		<p>2.2. Définition</p> <p>Un couple acide/base est un ensemble formé par un acide et sa base conjuguée qui échangent un (ou plusieurs) proton(s) selon : Acide \rightleftharpoons Base + H^+</p> <p>(la réaction entre un acide et une base selon Brönsted correspond donc à un transfert de proton de l'acide vers la base)</p>
		Donnez des exemples d'autres couples acide/base	Les élèves exécutent	<p>2.3. Exemples de couples acide/base</p> <ul style="list-style-type: none"> ♦ CH_3COOH/CH_3COO^- : Acide éthanoïque/ion éthanoate ♦ $HCOOH/HCOO^-$: Acide méthanoïque/ion méthanoate ♦ NH_4^+/NH_3 : Ion ammonium/ammoniac ♦ $C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2$: Ion éthylammonium/éthylamine

<p>Développement (suite)</p>		<p>Le professeur donne couples acide/base de l'eau et introduit le terme : amphotère</p>		<p>♦ $ClCH_2COOH/ClCH_2COO^-$: Acide chloroéthanoïque/ion chloroéthanoate ♦ $CH_3NH_3^+/CH_3NH_2$: Ion méthylammonium/méthylamine</p> <p>2.4. Les couples acide/base de l'eau</p> <ul style="list-style-type: none"> - Une molécule d'eau est capable de céder un proton H^+ selon la réaction : $H_2O \rightleftharpoons OH^- + H^+$ L'eau est un acide dont la base conjuguée est OH^-. On a le couple H_2O/OH^- - Une molécule d'eau est capable de capter un proton H^+ selon la réaction : $H_2O + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+$ L'eau est une base dont l'acide conjuguée est H_3O^+ On a le couple H_3O^+/H_2O <p>L'eau peut se comporter comme un acide ou comme une base : on dit que l'eau est un amphotère ou un ampholyte. <u>Autres exemples d'amphotères</u> : HSO_4^- ; $H_2PO_4^-$; HPO_4^{2-}</p>
<p>Evaluation (15 min)</p>	<p>Questions- réponses</p>	<p>Activité d'application</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>Activité : Constante d'acidité K_A d'un couple acide/base dans l'eau</p> <p>Le professeur définit la constante d'acidité K_a d'un couple acide/base dans l'eau</p>	<p>Chaque élève cherche les exercices au brouillon.</p> <p>Chaque élève prend la solution dans son cahier.</p>	<p>ACTIVITE D'APPLCATION N°1 (S. voir cours physique)</p> <p>1) Donne la base conjuguée de chacun des acides suivants : HS^- ; $HClO$; H_3PO_4 ; NH_3 ; H_2O</p> <p>2) Donne l'acide conjugué de chacune des bases suivantes : H_2O ; F^- ; PO_4^{3-} ; NH_3 ; HS^-</p> <p>3. Constante d'acidité d'un couple acide/base dans l'eau</p> <p>3.1. Définition</p> <p>On appelle constante d'acidité d'un couple acide/base, la constante d'équilibre qui caractérise l'équilibre chimique entre un acide et sa base conjuguée en solution aqueuse. (en fait, c'est la constante d'équilibre correspondant à la réaction entre la forme acide (du couple acide/base) avec l'eau) Elle est notée K_a</p>

<p>Développement (suite)</p>	<p>Expérimentation</p> <p>Démonstration</p> <p>Travail de groupe</p> <p>Travail individuel</p> <p>Questions- réponses</p>	<p>Déterminez les concentrations des espèces chimiques en solution</p>	<p>Les élèves exécutent</p>	<p>→ $pH = pKa + \log \frac{[B]}{[A]}$ (relation d'Henderson)</p> <p>3.4. Détermination du pKa du couple CH_3COOH/CH_3COO^-</p> <p>3.4.1. Etude théorique</p> <p>On mélange un volume $Va = 10\text{ mL}$ d'acide éthanóique de concentration $Ca = 0,1\text{ mol/L}$ avec un volume $Vb = 40\text{ mL}$ d'éthanoate de sodium de concentration $Cb = 10^{-1}\text{ mol/L}$. Le pH du mélange est 5,4 à 25 °C.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Calculons les concentrations des espèces chimiques en solution <p>◆ les équation-bilans :</p> $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$ $\left\{ \begin{array}{l} CH_3COONa \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^- + Na^+ \\ CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^- \end{array} \right.$ <p>◆ Inventaire : $CH_3COOH ; H_2O ; CH_3COO^- ; H_3O^+ ; OH^- ; Na^+$</p> <p>pH → $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5,4} = 3,98 \cdot 10^{-6}\text{ mol/L}$</p> <p>Ke → $[OH^-] = \frac{Ke}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{3,98 \cdot 10^{-6}} = 2,51 \cdot 10^{-9}\text{ mol/L}$</p> $[Na^+] = \frac{CbVb}{Va+Vb} = \frac{0,1 \times 40 \cdot 10^{-3}}{(10+40) \cdot 10^{-3}} = 8 \cdot 10^{-2}\text{ mol/L}$ <p>ENS → $[CH_3COO^-] = [H_3O^+] + [Na^+] - [OH^-]$</p> <p>or $[OH^-] \ll [H_3O^+] \ll [Na^+]$</p> <p>→ $[CH_3COO^-] \approx [Na^+] = 8 \cdot 10^{-2}\text{ mol/L}$</p> <p>CM → $\frac{CaVa}{Va+Vb} + \frac{CbVb}{Va+Vb} = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-]$</p> <p>→ $[CH_3COOH] = \frac{CaVa}{Va+Vb} + \frac{CbVb}{Va+Vb} - [CH_3COO^-]$</p> <p>or $[CH_3COO^-] = [Na^+] = \frac{CbVb}{Va+Vb}$</p> <p>→ $[CH_3COOH] = \frac{CaVa}{Va+Vb} = \frac{0,1 \times 10 \cdot 10^{-3}}{(10+40) \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-2}\text{ mol/L}$</p> <ul style="list-style-type: none"> - Déterminons le pKa du couple CH_3COOH/CH_3COO^-
-------------------------------------	---	--	-----------------------------	---

<p>Développement (suite)</p>	<p>Expérimentation</p> <p>Démonstration</p> <p>Travail de groupe</p> <p>Travail individuel</p> <p>Questions- réponses</p>	<p>Déterminez le pKa du couple CH_3COOH/CH_3COO^-</p> <p>Le professeur établit la relation :</p> $\frac{[CH_3 - COO^-]}{[CH_3 - COOH]} = \frac{V_b}{V_a}$	<p>Les élèves exécutent</p>	<p>On a : $pH = pKa + \log \frac{[B]}{[A]} \rightarrow pKa = pH - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$</p> <p>$\rightarrow pKa = 5,4 - \log\left(\frac{8 \cdot 10^{-2}}{2 \cdot 10^{-2}}\right) \rightarrow pKa = 4,8$</p> <p>Remarque:</p> <p>- On a: $[CH_3COO^-] = \frac{CbVb}{Va+Vb}$ et $[CH_3COOH] = \frac{CaVa}{Va+Vb}$</p> <p>$\rightarrow \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{CbVb}{CaVa}$ or $Ca = Cb$ d'où $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{Vb}{Va}$</p> <p>- Généralisation (de façon générale) Lorsqu'on mélange un volume Va d'un acide faible A de concentration Ca avec un volume Vb de sa base conjuguée B de concentration Cb, on a : $[A] = \frac{CaVa}{Va+Vb}$; $[B] = \frac{CbVb}{Va+Vb}$ et $\frac{[B]}{[A]} = \frac{CbVb}{CaVa}$</p> <p>Dans le cas de solution de même concentration molaire volumique, on a :</p> $\frac{[B]}{[A]} = \frac{Vb}{Va}$ <p>(Remarque : comment appliquer la conservation de la quantité de matière à une solution ?</p> <ul style="list-style-type: none"> ◆ solution unique d'acide faible AH de concentration Ca : $Ca = [AH] + [A^-]$ ◆ solution unique de base faible AH de concentration Cb : $Cb = [B] + [BH^+]$ ◆ Mélange d'une solution d'acide faible AH de concentration Ca et de volume Va avec une solution de base forte de volume Vb : $\frac{CaVa}{Va+Vb} = [AH] + [A^-]$ ◆ Mélange d'une solution de base faible B de concentration Cb et de volume Vb avec une solution d'acide fort de volume Va : $\frac{CbVb}{Va+Vb} = [B] + [BH^+]$ ◆ Mélange d'une solution d'acide faible AH de concentration Ca et de volume Va et une solution de sa base conjuguée B de concentration Cb et de volume Vb : $\frac{CaVa}{Va+Vb} + \frac{CbVb}{Va+Vb} = [AH] + [A^-]$ ou $\frac{CaVa}{Va+Vb} + \frac{CbVb}{Va+Vb} = [B] + [BH^+]$ <p>3.4.2. Etude expérimentale 3.4.2.1. Expérience et résultats</p>
-------------------------------------	---	--	-----------------------------	--

Développement (suite)	<p>Expérimentation</p> <p>Démonstration</p> <p>Travail de groupe</p> <p>Travail individuel</p> <p>Questions- réponses</p>	<p>Complétez la dernière ligne du tableau</p> <p>Tracez la courbe $pH = f\left(\log \frac{V_b}{V_a}\right)$.</p>	<p>Les élèves exécutent</p> <p>Les élèves exécutent</p>	<p>À partir d'une solution A d'acide éthanóique et d'une solution B d'éthanoate de sodium de même concentration $C_A = C_B (= 0,1 \text{ mol/L})$, on réalise plusieurs mélanges en utilisant des volumes V_A et V_B différents tels que le volume est constant pour chaque mélange : $V_A + V_B = V_m = \text{Cte}$. Après chaque mélange, on en mesure le pH.</p> <p>(schéma illustratif)</p>  <p>Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous :</p> <table border="1" data-bbox="1126 938 2096 1145"> <tr> <td>Va (mL)</td> <td>45</td> <td>40</td> <td>35</td> <td>30</td> <td>20</td> <td>15</td> <td>10</td> <td>5</td> </tr> <tr> <td>Vb (mL)</td> <td>5</td> <td>10</td> <td>15</td> <td>20</td> <td>30</td> <td>35</td> <td>40</td> <td>45</td> </tr> <tr> <td>pH mesuré</td> <td>3,8</td> <td>4,18</td> <td>4,4</td> <td>4,6</td> <td>4,98</td> <td>5,2</td> <td>5,37</td> <td>5,8</td> </tr> <tr> <td>$\log\left(\frac{V_b}{V_a}\right)$</td> <td>-0,95</td> <td>-0,60</td> <td>-0,37</td> <td>-0,17</td> <td>0,17</td> <td>0,37</td> <td>0,60</td> <td>0,95</td> </tr> </table> <p>3.4.2.2. Exploitation des résultats</p> <ul style="list-style-type: none"> - Tracé de la courbe $pH = -\log\left(\frac{V_b}{V_a}\right)$ <p>Echelle : Abscisse : 1 cm \rightarrow 0,1 Ordonnée : 1 cm \rightarrow 1 pH</p> <p>(Tracé : voir papier millimétré dans le cours physique)</p>	Va (mL)	45	40	35	30	20	15	10	5	Vb (mL)	5	10	15	20	30	35	40	45	pH mesuré	3,8	4,18	4,4	4,6	4,98	5,2	5,37	5,8	$\log\left(\frac{V_b}{V_a}\right)$	-0,95	-0,60	-0,37	-0,17	0,17	0,37	0,60	0,95
Va (mL)	45	40	35	30	20	15	10	5																																
Vb (mL)	5	10	15	20	30	35	40	45																																
pH mesuré	3,8	4,18	4,4	4,6	4,98	5,2	5,37	5,8																																
$\log\left(\frac{V_b}{V_a}\right)$	-0,95	-0,60	-0,37	-0,17	0,17	0,37	0,60	0,95																																

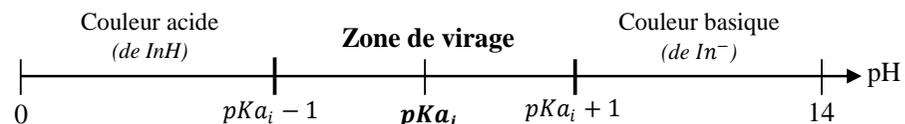
<p>Développement (suite)</p>	<p>Expérimentation</p> <p>Démonstration</p> <p>Travail de groupe</p> <p>Travail individuel</p> <p>Questions- réponses</p>			<p>(schéma illustratif)</p>  <p>- Etude de la courbe La courbe $pH = -\log\left(\frac{Vb}{Va}\right)$ est une droite affine (qui ne passe pas par l'origine) Son équation est donc de la forme : $pH = \alpha \cdot \log\left(\frac{Vb}{Va}\right) + \beta$ ♦ α est le coefficient directeur ou pente de la droite</p>
-------------------------------------	---	--	--	---

<p>Développement (suite)</p>		<p>Déduisez-en le pK_A du couple CH_3COOH/CH_3COO^-</p>	<p>Les élèves exécutent</p>	$\alpha = \frac{\Delta pH}{\Delta \log \left(\frac{V_b}{V_a} \right)} = \frac{5,2-4,18}{0,37-(-0,6)} = 1,05 \approx 1 \rightarrow \alpha = 1$ <p>♦ β est l'ordonnée à l'origine (on lit sur la figure) $\rightarrow \beta = 4,8$</p> <p>L'équation de la droite est donc : $pH = \log \left(\frac{V_b}{V_a} \right) + 4,8$</p> <p>(or on a : $pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = pK_a + \log \frac{c_b V_b}{c_a V_a}$ or $C_a = C_b$</p> <p>$\rightarrow : pH = pK_a + \log \frac{V_b}{V_a}$)</p> <p>Par identification avec la relation : $pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$, on trouve que le pKa du couple CH_3COOH/CH_3COO^- est 4,8</p> <p>Remarque :</p> <ul style="list-style-type: none"> - On retrouve la relation : $pH = pK_a + \log \frac{[B]}{[A]}$ - Généralisation : <p>Lorsqu'on mélange un volume V_a d'un acide faible A de concentration C_a avec un volume V_b de sa base conjuguée B de concentration C_b ;</p> <p>on a : $pH = pK_a + \log \left(\frac{C_b V_b}{C_a V_a} \right)$ (car $[A] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b}$ et $[B] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b}$)</p> <p>dans le cas de solutions de même concentration molaire,</p> <p>on a : $pH = pK_a + \log \left(\frac{V_b}{V_a} \right)$</p>
<p>Evaluation (15 min)</p>	<p>Questions-réponses</p>	<p>Activité d'application</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>Activité : Domaines de prédominance d'un acide ou de sa base conjuguée</p>	<p>Chaque élève cherche les exercices au brouillon.</p> <p>Chaque élève prend la solution dans son cahier.</p>	<p>ACTIVITE D'APPLICATION N°2 (S. voir cours physique)</p> <p>1) Le pH d'une solution de méthanoate de sodium de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$ est égal à 7,9.</p> <p>1.1) Montre que l'ion méthanoate est une base faible.</p> <p>1.2) calcule la concentration des espèces chimiques en solution.</p> <p>En déduis la constante d'acidité K_a du couple $HCOOH/HCOO^-$ ainsi que son pK_a.</p> <p>2) Une solution d'acide éthanoïque de concentration C_a a un $pH = 3,9$. Calcule la concentration C_a de cette solution.</p> <p>On donne : $pK_a (CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4,8$</p> <p>4. Domaines de prédominance d'un acide ou de sa base conjuguée</p> <p>La relation (donnant le pH d'une solution aqueuse contenant un acide faible A et sa base conjuguée B) $pH = pK_a + \log \frac{[B]}{[A]}$ permet de déterminer l'espèce (acide ou base) prédominante selon la valeur du pH de la solution.</p> <p>Ainsi :</p>

Développement (suite)	<p>Expérimentation</p> <p>Démonstration</p> <p>Travail de groupe</p> <p>Travail individuel</p> <p>Questions- réponses</p>	<p>Le professeur détermine la forme prédominante d'un couple connaissant le pH et le pK_a.</p> <p>Activité : Cas particulier des indicateurs colorés</p> <p>Le professeur définit un indicateur coloré</p> <p>Le professeur recherche la zone de virage d'un indicateur coloré connaissant son pK_a.</p>		<ul style="list-style-type: none"> - Si $pH < pK_a \rightarrow \log \frac{[B]}{[A]} < 0 \rightarrow \frac{[B]}{[A]} < 1 \rightarrow [B] < [A]$, alors l'espèce A (l'acide) prédomine (est majoritaire) - Si $pH > pK_a \rightarrow \log \frac{[B]}{[A]} > 0 \rightarrow \frac{[B]}{[A]} > 1 \rightarrow [B] > [A]$, alors l'espèce B (la base) prédomine (est majoritaire) - Si $pH = pK_a \rightarrow \log \frac{[B]}{[A]} = 0 \rightarrow \frac{[B]}{[A]} = 1 \rightarrow [B] = [A]$, alors aucune espèce (ni l'acide ni la base) ne prédomine (l'acide et la base sont en quantité égale) <div style="text-align: center;"> </div> <p>5. Cas particulier des indicateurs colorés</p> <p>5.1. Définition</p> <p>Un indicateur coloré est un couple acide faible/base faible noté InH/In^- dont les formes acide et base conjugués ont des teintes (couleurs) différentes en solution aqueuse.</p> <p>5.2. Zone de virage d'un indicateur coloré</p> <p>En solution aqueuse, un indicateur coloré donne l'équilibre suivant :</p> $InH + H_2O \rightleftharpoons In^- + H_3O^+$ <p>Et la relation $pH = pK_a + \log \frac{[B]}{[A]}$ devient $pH = pK_{a_i} + \log \frac{[In^-]}{[InH]}$</p> <p>On montre (des expériences montrent) que :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Lorsque $[InH] > 10[In^-]$, la forme acide impose sa couleur $([InH] > 10[In^-] \rightarrow \frac{[In^-]}{[InH]} < \frac{1}{10} = 10^{-1} \rightarrow \log \frac{[In^-]}{[InH]} < -1 \rightarrow pH < pK_{a_i} - 1)$ <p>Ainsi, si $pH < pK_{a_i} - 1$ alors l'indicateur coloré a sa teinte acide</p> <ul style="list-style-type: none"> - Lorsque $[In^-] > 10[InH]$, la forme basique impose sa couleur $([In^-] > 10[InH] \rightarrow \frac{[In^-]}{[InH]} > 10 \rightarrow \log \frac{[In^-]}{[InH]} > 1 \rightarrow pH > pK_{a_i} + 1)$ <p>Ainsi, si $pH > pK_{a_i} + 1$ alors l'indicateur coloré a sa teinte basique</p>
------------------------------	---	---	--	---

Développement
(suite)

La zone de pH comprise entre $pK_{a_i} - 1$ et $pK_{a_i} + 1$ correspond à la superposition des couleurs des formes acide et basique. (correspond au passage d'une forme à l'autre qui se traduit par un changement de coloration de la solution). Cette zone est appelée **zone de virage** de l'indicateur coloré



5.3. Quelques indicateurs colorés et leurs zones de virage

Indicateur coloré	pK_{a_i}	Teinte acide	Zone de virage (teinte sensible)	Teinte basique
Hélianthine	3,7	Rouge	3,1 – 4,4 (orange)	Jaune
Bleu de bromothymol (BBT)	6,8	Jaune	6,0 – 7,6 (vert)	Bleu
Phénolphtaléine ($\varphi\varphi$)	8,9	Incolore	8,2 – 10 (rose claire)	Rose
<i>Rouge de méthyle</i>		<i>Rouge</i>	4,2 – 6,2 (marron)	<i>Jaune</i>
<i>Bleu de thymol</i>	2	<i>Rouge</i>	1,2 – 2,8	<i>Jaune</i>
<i>Jaune d'alizarine R</i>	11	<i>Jaune</i>	10 – 12	<i>Violet</i>

Le professeur donne les zones de virage de quelques indicateurs colorés

Activité d'application

Le professeur donne un temps de recherche aux élèves et contrôle leurs productions

Le professeur envoie un élève au tableau pour chaque exercice.

Chaque élève cherche les exercices au brouillon.

ACTIVITE D'APPLICATION N°3 (S. voir cours physique)

Soit le tableau ci-dessous :

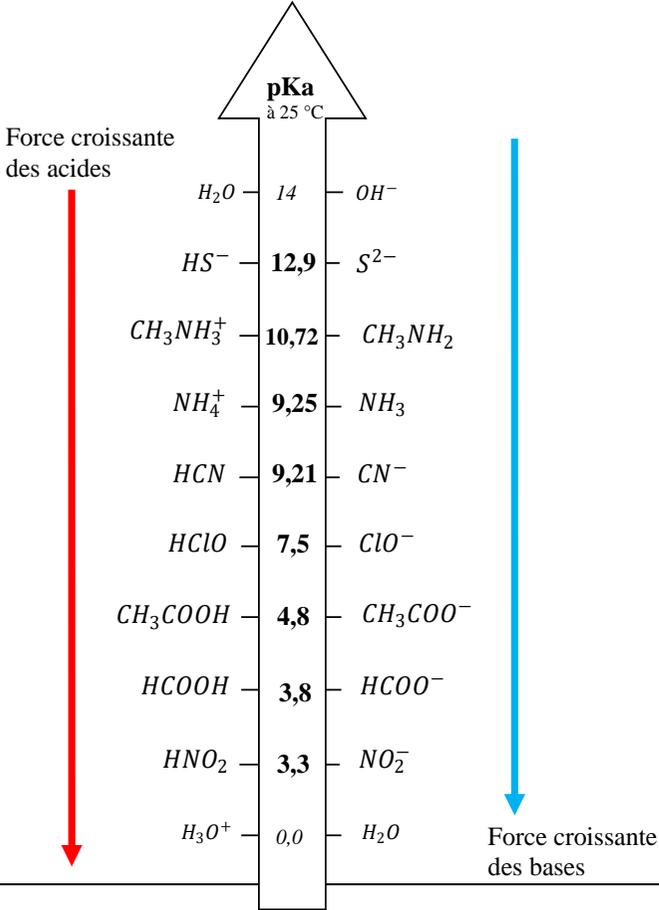
Indicateur coloré	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	Rouge	3,1 – 4,4	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 – 7,6	Bleu

Evaluation
(15 min)

Questions-réponses

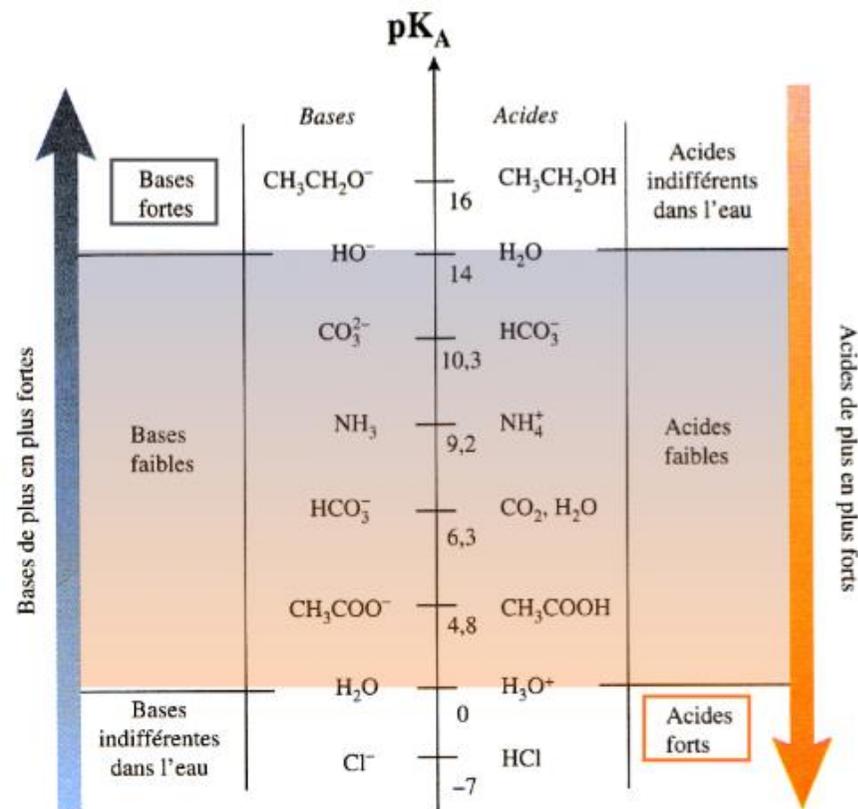
Développement (suite)	<p>Expérimentation</p> <p>Démonstration</p> <p>Travail de groupe</p> <p>Travail individuel</p> <p>Questions- réponses</p>	<p>Le professeur valide la réponse avant la prise de note par les autres élèves.</p> <p>Activité : Force d'un acide et d'une base</p> <p>Le professeur fait établir la relation entre la force d'un acide et les valeurs du K_a et du pK_a et la relation entre la force d'un acide et la force de sa base conjuguée.</p>	<p>Chaque élève prend la solution dans son cahier.</p>	<ol style="list-style-type: none"> Détermine le pK_a des couples acide-base formant chacun des indicateurs colorés Dis à partir de quelle concentration l'acide formique fait virer l'hélianthine au rouge. On donne $pK_a (HCOOH/HCOO^-) = 3,8$. Dis à partir de quelle concentration l'ammoniac fait virer le bleu de bromothymol au bleu. On donne $pK_a (NH_4^+/NH_3) = 9,25$. <p>6. Force d'un acide et d'une base</p> <p>6.1. Force d'un acide faible et d'une base faible</p> <p>La réaction entre un acide faible AH et l'eau est une réaction acido-basique entre les couples AH/A^- et H_3O^+/H_2O. Cette réaction est réversible et conduit à un équilibre chimique traduit par :</p> $AH + H_2O \xrightleftharpoons[\textcircled{2}]{\textcircled{1}} A^- + H_3O^+$ <p>(pendant la réaction, les acides des deux couples sont en compétition :</p> <ul style="list-style-type: none"> - AH veut céder son proton à la base H_2O - H_3O^+ veut céder son proton à la base A^- <p>L'état d'équilibre dépend du rapport de force entre les deux acides</p> <p>Plus AH est fort, plus l'équilibre se déplace dans le sens $\textcircled{1}$ (et plus A^- est faible)</p> <p>Dans ce cas $[H_3O^+]$ et $[A^-]$ augmentent puis $[AH]$ diminue donc K_a est grand. ($car = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]}$).</p> <p>Un acide faible est d'autant plus fort que le K_a de son couple (le couple acide/base auquel il appartient) est grand et donc le pK_a (correspondant) est faible</p> <p>Plus A^- est fort, plus l'équilibre se déplace dans le sens $\textcircled{2}$ (et plus AH est faible)</p> <p>Dans ce cas $[H_3O^+]$ et $[A^-]$ diminuent puis $[AH]$ augmente donc K_a est petit. ($car = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]}$).</p> <p>Une base faible est d'autant plus forte que le K_a de son couple (le couple acide/base auquel il appartient) est petit (faible) et donc le pK_a (correspondant) est grand.</p> <p>Remarque :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Dans un couple acide faible/base faible, plus l'acide est fort, plus la base conjuguée est faible et inversement (leurs forces évoluent en sens contraires) - De deux acides (ou bases) faibles de même concentration, le plus fort (ou la plus forte) est celui (ou celle) qui a son coefficient d'ionisation le plus élevé.
------------------------------	---	--	--	--

<p>Développement (suite)</p>	<p>Expérimentation</p> <p>Démonstration</p> <p>Travail de groupe</p> <p>Travail individuel</p> <p>Questions- réponses</p>	<p>Le professeur étudie le cas des acides forts et introduit le terme : base indifférente</p> <p>Le professeur étudie le cas des bases fortes et introduit le terme : acide indifférent</p>		<p>(♦ pour un acide faible AH de concentration Ca ; on a : $\alpha = \frac{[A^-]}{ca} \approx \frac{[H_3O^+]}{ca} = \frac{10^{-pH}}{ca}$ car à l'équilibre, on a : $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$)</p> <p>♦ pour une base faible B de concentration Cb ; on a : $\alpha = \frac{[BH^+]}{cb} \approx \frac{[OH^-]}{cb} = \frac{10^{pH-14}}{cb}$ car à l'équilibre, on a : $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$)</p> <p>♦ de deux acides faibles de même concentration, le plus fort est celui qui a le plus petit pH</p> <p>♦ de deux bases faibles de même concentration, la plus forte est celle qui a le plus grand pH)</p> <p>Exemple : Soit les couples $HCOOH/HCOO^- : Ka = 1,6 \cdot 10^{-4}$ et $CH_3COOH/CH_3COO^- : Ka = 1,6 \cdot 10^{-5}$ L'acide $HCOOH$ est plus fort que l'acide CH_3COOH et la base $HCOO^-$ est plus faible que la base CH_3COO^-</p> <p>6.2. Couples acide/base dont l'acide est un acide fort Un acide fort réagit totalement avec l'eau selon : $HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-$ Un acide fort est donc plus fort que H_3O^+ (d'où on a une seule flèche) Par conséquent H_3O^+ est l'acide le plus fort qui puisse exister dans l'eau (en solution aqueuse) La base conjuguée d'un acide fort (ici A^-) ne réagit pas avec l'eau (c'est une base extrêmement faible : elle est plus faible que H_2O qui est la base conjuguée de H_3O^+). Elle est dite base indifférente Exemple de couples : $HBr/Br^- ; HI/I^- ; HCl/Cl^- ; HNO_3/NO_3^-$ (leurs réactions avec l'eau est totale) Leurs bases conjuguées ($Br^- ; I^- ; Cl^- ; NO_3^-$) sont indifférentes (ne réagissent pas avec l'eau d'où une flèche dans leurs équation-bilans)</p> <p>6.3. Couples acide/base dont la base est une base forte Un acide fort réagit totalement avec l'eau selon : $B^- + H_2O \rightarrow BH + OH^-$ Un base forte est donc plus forte que OH^- (d'où on a une seule flèche) Par conséquent OH^- est la base la plus forte qui puisse exister dans l'eau (en solution aqueuse) L'acide conjugué d'une base forte (ici BH) ne réagit pas avec l'eau (c'est un acide extrêmement faible : il est plus faible que H_2O qui est l'acide conjugué de OH^-) : c'est un acide indifférent Exemple : le couple $C_2H_5OH/C_2H_5O^-$ (sa réaction avec l'eau est totale) Son acide conjugué C_2H_5OH est indifférent. (ne réagit pas avec l'eau d'où une flèche dans l'équation-bilan) Remarque :</p>
-------------------------------------	---	---	--	---

Développement (suite)	<p>Expérimentation</p> <p>Démonstration</p> <p>Travail de groupe</p> <p>Travail individuel</p> <p>Questions- réponses</p>	<p>Activité : Classification des couples acide/base</p> <p>Le professeur établit une classification d'acides connus.</p>		<ul style="list-style-type: none"> - Le classement des acides forts entre eux (<i>ou le classement relatif des acides forts</i>) est impossible dans l'eau. Il en est de même pour les bases fortes (<i>car avec eux, il est impossible de calculer le Ka</i>) - La base conjuguée : <ul style="list-style-type: none"> ◆ d'un acide faible est une base faible ◆ d'un acide fort est une base indifférente - L'acide conjugué : <ul style="list-style-type: none"> ◆ d'une base faible est un acide faible ◆ d'une base fort est un acide indifférent - Une espèce est dite indifférente dans l'eau si, mise dans l'eau, elle ne modifie pas la valeur de pH initiale de l'eau pure (pH = 7 à 25 °C) <p>7. Classification de quelques couples acide/base dans l'eau</p>  <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <thead> <tr> <th colspan="2" style="text-align: center;">pKa à 25 °C</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td style="text-align: right;">H_2O</td> <td style="text-align: center;">14</td> </tr> <tr> <td style="text-align: right;">HS^-</td> <td style="text-align: center;">12,9</td> </tr> <tr> <td style="text-align: right;">$CH_3NH_3^+$</td> <td style="text-align: center;">10,72</td> </tr> <tr> <td style="text-align: right;">NH_4^+</td> <td style="text-align: center;">9,25</td> </tr> <tr> <td style="text-align: right;">HCN</td> <td style="text-align: center;">9,21</td> </tr> <tr> <td style="text-align: right;">$HClO$</td> <td style="text-align: center;">7,5</td> </tr> <tr> <td style="text-align: right;">CH_3COOH</td> <td style="text-align: center;">4,8</td> </tr> <tr> <td style="text-align: right;">$HCOOH$</td> <td style="text-align: center;">3,8</td> </tr> <tr> <td style="text-align: right;">HNO_2</td> <td style="text-align: center;">3,3</td> </tr> <tr> <td style="text-align: right;">H_3O^+</td> <td style="text-align: center;">0,0</td> </tr> </tbody> </table>	pKa à 25 °C		H_2O	14	HS^-	12,9	$CH_3NH_3^+$	10,72	NH_4^+	9,25	HCN	9,21	$HClO$	7,5	CH_3COOH	4,8	$HCOOH$	3,8	HNO_2	3,3	H_3O^+	0,0
pKa à 25 °C																										
H_2O	14																									
HS^-	12,9																									
$CH_3NH_3^+$	10,72																									
NH_4^+	9,25																									
HCN	9,21																									
$HClO$	7,5																									
CH_3COOH	4,8																									
$HCOOH$	3,8																									
HNO_2	3,3																									
H_3O^+	0,0																									

<p>Développement (suite)</p>				<p><i>(En résumé :</i> <i>Un acide faible réagit avec l'eau selon : $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$</i> <i>Plus l'acide est fort, plus la réaction : $AH + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$ se fait facilement, au détriment de la réaction inverse.</i> <i>Par conséquent, un acide est d'autant plus fort que sa constante d'acidité K_a est plus grande donc son pK_a plus petit.</i> <i>Par définition un acide fort est un acide plus fort que H_3O^+. Comme le couple (H_3O^+/H_2O) a un pK_a égal à 0, un acide fort aura un pK_a négatif.</i> <i>Par définition, un acide faible est un acide moins fort que H_3O^+. Comme le couple (H_3O^+/H_2O) a un pK_a égal à 0, un acide faible aura un pK_a positif.</i> <i>De la même façon, plus une base est forte plus le K_a du couple est faible donc plus son pK_a est grand.</i> <i>Une base est donc d'autant plus forte que son acide conjugué est plus faible.</i> <i>On dira qu'une base est forte si cette base est plus forte que OH^-. Comme le couple (H_2O/OH^-) a un pK_a de 14, une base forte aura un pK_a supérieur à 14.</i> <i>On dira qu'une base est faible si cette base est moins forte que OH^-. Comme le couple (H_2O/OH^-) a un pK_a de 14, une base faible aura un pK_a inférieur à 14.</i> <i>Un acide plus fort que H_3O^+ est totalement dissocié en solution aqueuse diluée (ex : HCl) : l'acide le plus fort qui puisse exister sous sa forme acide en solution aqueuse diluée est donc H_3O^+.</i> <i>Une base plus forte que OH^- (ex : NH_2^-) est totalement dissociée en solution aqueuse diluée : la base la plus forte qui puisse exister sous sa forme basique en solution aqueuse diluée est donc OH^-.</i> <i>L'ion chlorure Cl^- est la base conjuguée de l'acide fort HCl : Cl^- ne réagit pas avec l'eau, c'est une base extrêmement faible : on dit que c'est une base indifférente dans l'eau.</i> <i>L'ion éthanolate $CH_3CH_2O^-$ est une base forte dans l'eau, son acide conjugué, l'éthanol : CH_3CH_2OH est un acide trop faible pour réagir avec l'eau : on dit que c'est un acide indifférent.)</i> <i>D'où le tableau : à ne pas faire prendre</i></p>
-------------------------------------	--	--	--	---

Développement
(suite)



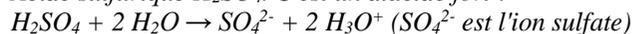
Quelques exemples à connaître :

Acides forts :

• Acide nitrique HNO₃. La base conjuguée indifférente est l'ion nitrate NO₃⁻

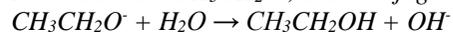
Acide chlorhydrique HCl. La base conjuguée indifférente est l'ion chlorure Cl⁻

Acide sulfurique H₂SO₄. C'est un diacide fort :



Bases fortes :

Ion éthanolate CH₃CH₂O⁻, base conjuguée de l'éthanol :



Polyacides :

• Dioxyde de carbone dissous (CO₂ + H₂O), diacide

<p>Développement (suite)</p>		<p><u>ACTIVITE D'APPLICATION</u></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>$(CO_2 + H_2O) + H_2O \rightarrow HCO_3^- + H_3O^+$ $HCO_3^- + H_2O \rightarrow CO_3^{2-} + H_3O^+$ <i>• Acide phosphorique H_3PO_4, triacide</i> <i>Sulfure d'hydrogène H_2S, diacide</i></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>Chaque élève prend la solution dans son cahier</p>	<p><u>ACTIVITE D'APPLICATION N°4</u></p> <p>Une solution aqueuse d'acide 2-bromopropanoïque noté HA_1 de concentration molaire $C = 5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a un $pH = 2,2$. Une solution aqueuse d'acide 3-bromopropanoïque noté HA_2 de même concentration molaire que la solution précédente a un $pH = 2,7$.</p> <p>1) Ecris les équations-bilan relatives aux actions des deux acides sur l'eau. 2) Calcule les concentrations des espèces chimiques présentes dans chaque solution. 3) 3.1) Calcule les coefficients de dissociation α_1 et α_2 des deux acides HA_1 et HA_2 dans les solutions étudiées. 3.2) Dis si la comparaison des valeurs de α_1 et α_2 suffit pour classer les acides HA_1 et HA_2 suivant leur force. Justifie ta réponse. 4) Calcule pK_{a1} et pK_{a2} relatifs aux deux couples. 5) On donne le tableau ci-dessous :</p> <table border="1" data-bbox="1126 794 2110 954"> <thead> <tr> <th>Acide</th> <th>Acide propanoïque</th> <th>Acide 2,2-dibromopropanoïque</th> <th>Acide 2,3-dibromopropanoïque</th> <th>HA_1</th> <th>HA_2</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>pKa</td> <td>4,9</td> <td>1,5</td> <td>2,2</td> <td>.....</td> <td>.....</td> </tr> </tbody> </table> <p>Complète le puis classe, par force croissante, ces cinq acides.</p>	Acide	Acide propanoïque	Acide 2,2-dibromopropanoïque	Acide 2,3-dibromopropanoïque	HA_1	HA_2	pKa	4,9	1,5	2,2
Acide	Acide propanoïque	Acide 2,2-dibromopropanoïque	Acide 2,3-dibromopropanoïque	HA_1	HA_2											
pKa	4,9	1,5	2,2											