

FICHE DE LEÇON

Classe(s) : Terminale D**THEME : CHIMIE GÉNÉRALE****TITRE DE LEÇON : COUPLES ACIDE/BASE – CLASSIFICATION****Durée : 4 h**

HABILETÉS	CONTENUS
Définir	- un acide et une base selon Brönsted ; - un couple acide/base.
Donner	quelques exemples de couples acide/base.
Définir	- la constante d'acidité K_A d'un couple acide/base ; - le pK_A d'un couple acide/base.
Déterminer	- la constante d'acidité K_A et le pK_A d'un couple acide/base ; - le pH d'une solution aqueuse d'acide faible et de base faible.
Déterminer	les domaines de prédominance d'un acide et de sa base conjuguée.
Définir	un indicateur coloré.
Déterminer	la zone de virage d'un indicateur coloré.
Expliquer	la force d'un acide et d'une base.
Classer	les couples acide/base.

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Lors de la préparation du concours dénommé « génie en herbe » au Lycée Moderne d'Agnibilékrou, deux élèves de Terminale D échangent au sujet de la force des acides carboxyliques. L'un soutient que certains acides carboxyliques sont plus forts que d'autres, tandis que l'autre affirme que tous les acides carboxyliques ont la même force. Pour s'accorder, ensemble avec les autres élèves de la classe, ils cherchent à définir un couple acide/base, à déterminer le constante d'acidité K_A et le pK_A d'un couple acide/base, à expliquer la force d'un acide ou d'une base et à classer les couples acide/base.

<u>Matériel par poste de travail</u>	<u>Supports didactiques</u>
- Solutions d'acide éthanoïque - Solution d'éthanoate de sodium - pH-mètre - Béchers - Papier millimétré - Eau distillée - Burettes - Pipettes - Agitateur magnétique	<u>Supports didactiques:</u> - ▪ Livre de Chimie AREX Terminale D
	<u>Bibliographie</u> <u>Bibliographie:</u> ▪ Livre de Chimie AREX Terminale D. - ▪ Guide et programmes Terminale D.
- - Tableau de classification des couples	

Plan de la leçon

.

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du professeur	Activités des élèves	Trace Ecrite
Présentation	Questions/ réponses	Rappels/pré requis ▪ Acide et base forts et faibles ▪ Equilibre chimique	Les élèves répondent aux questions	COUPLES ACIDE/BASE – CLASSIFICATION
Développement	Brainstorming Questions/réponses	-Le professeur fait lire la situation par un élève.	- Un élève lit la situation les nouvelles.	1– COUPLE ACIDE – BASE : 1.1 – Définitions : * Selon Brönsted : Un acide est une molécule ou un ion pouvant libérer un ou plusieurs protons H⁺. Une base est une molécule ou un ion pouvant capter un ou plusieurs protons H⁺. * Lorsque l'on peut écrire entre un acide et une base le schéma suivant : Acide ⇌ Base + H⁺ Demi-équation protonique On dit que l'acide et la base sont conjugués et forment un couple acide-base noté Acide / Base. Exemples : (Voir tableau page 50 livre AREX Terminale c et D) CH₃COOH / CH₃COO⁻ NH₄⁺ / NH₃ ClOH / ClO⁻ CH₃COOH ⇌ CH₃COO⁻ + H⁺ NH₄⁺ ⇌ NH₃ + H⁺ ClOH ⇌ ClO⁻ + H⁺ 1.2 – Couples acide/base de l'eau * Couple H₂O / OH⁻ Une molécule d'eau est capable de céder un proton H⁺ selon la réaction :
		. Que décident de faire les élèves	.	

Développement (suite)				$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{H}^+$ L'eau est donc un acide dont la base conjuguée est OH^-. On a le couple : $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$. * Couple $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ Une molécule d'eau est capable de capter un proton H^+ selon la réaction : $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+$ L'eau est donc une base dont l'acide conjugué est H_3O^+. On a le couple : $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$. L'eau peut se comporter comme un acide ou comme une base : c'est une espèce amphotère ou ampholyte. 1.3 <u>Autres exemples de couples acide/base</u> • $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$: ion ammonium/ammoniac ; • $\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+ / \text{CH}_3 - \text{NH}_2$: ion méthylammonium/méthylamine ; • $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ / \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$: ion éthylammonium/éthylamine ; • $\text{HCO}_2\text{H} / \text{HCO}_2^-$: acide méthanoïque/ ion méthanoate ; $\text{ClCH}_2\text{CO}_2\text{H} / \text{ClCH}_2\text{CO}_2^-$: acide chloroéthanoïque/ ion chloroéthanoate. 1.4 <u>Réaction acido-basique</u> Une réaction acido-basique est une réaction mettant en jeu deux couples acide/base selon le bilan
---	--	--	--	---

Développement (suite)	Démonstration Expérimentation Travail de groupe Travail individuel			suivant : $\text{Acide 1} + \text{Base 2} \rightleftharpoons \text{Base 1} + \text{Acide 2}$ Exemple : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ C'est la réaction entre les couples $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$. 2- <u>Constante d'acidité Ka d'un couple acide/base dans l'eau</u> 2.1 <u>Définition</u> Pour tout couple Acide/Base, la réaction acido-basique avec l'eau est traduite par l'équilibre d'ionisation : $\text{Acide} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Base} + \text{H}_3\text{O}^+$ Cet équilibre est caractérisé par une constante appelée constante d'acidité ou constante d'équilibre d'ionisation dans l'eau, notée Ka et définie par : $K_a = \frac{[\text{Base}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Acide}]}$ Ka dépend de la température. Sa valeur est caractéristique du couple acide/base considéré et ne dépend pas des autres espèces chimiques présentes en solution. <u>NB</u> : On définit la grandeur pKa telle que : pKa = - lg Ka
---	--	--	--	---

Développement (suite)	Travail de groupe			2.2 <u>Relation entre pH et pKa</u> $K_a = \frac{[Base][H_3O^+]}{[Acide]} \Rightarrow \lg K_a = \lg \frac{[Base][H_3O^+]}{[Acide]} = \lg \frac{[Base]}{[Acide]} + \lg [H_3O^+]$ $-\lg [H_3O^+] = -\lg K_a + \lg \frac{[Base]}{[Acide]}$ $pH = pK_a + \lg \frac{[Base]}{[Acide]}$ 2.3 <u>Domaine de prédominance d'un acide et de sa base conjuguée</u> $pH = pK_a + \lg \frac{[Base]}{[Acide]}$ Si $pH = pK_a$ alors $\lg \frac{[B]}{[A]} = 0 \Rightarrow \frac{[B]}{[A]} = 1$ soit $[A] = [B]$ Si $pH > pK_a$ alors $\lg \frac{[B]}{[A]} > 0 \Rightarrow \frac{[B]}{[A]} > 1$ soit $[A] < [B]$ Si $pH < pK_a$ alors $\lg \frac{[B]}{[A]} < 0 \Rightarrow \frac{[B]}{[A]} < 1$ soit $[A] > [B]$
----------------------------------	------------------------------	--	--	--

	Questions/réponses		Chaque élève prend la solution dans son cahier	domaine de prédominance de [A] pKa domaine de prédominance de [B] pH [A] > [B] [A] = [B] [A] < [B] <u>Exemples</u> : $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$: $\text{pK}_a = 4,8$ $K_a = 10^{-4,8} = 1,6 \cdot 10^{-5}$ $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$: $\text{pK}_a = 9,25$ $K_a = 10^{-9,25} = 5,6 \cdot 10^{-10}$ $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$: $\text{pK}_a = 10,72$ $K_a = 10^{-10,72} = 1,9 \cdot 10^{-11}$ 3 – DETERMINATION EXPERIMENTALE DU pKa DU COUPLE $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$: 3. 1 – But de la manipulation : Il s'agit d'accéder à la formule $\text{pH} = \text{pK}_a + \text{Log} \left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \right)$ permettant de déterminer le pKa du couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$. 3.2 – Etude préliminaire : On mélange $V_A = 50 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ molL}^{-1}$ avec $V_B = 20 \text{ cm}^3$ d'une solution d'éthanoate de sodium de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ molL}^{-1}$. Le pH du mélange est 4,2. Montrons que dans le mélange on a : $[\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}] = C_B \times V_B / C_A \times V_A$ solution CH₃COOH A + solution CH₃COONa B → C
--	--------------------	--	--	--

EVALUATION	Questions/réponses	<u>Activité 3</u> Situation	Chaque élève prend la solution dans son cahier Chaque élève	a) <u>Espèces dans C</u> : H_3O^+, OH^-, Na^+, CH_3COO^-, CH_3COOH, H_2O b) <u>Calcul des concentrations</u>: ▪ $\text{pH} = 4,35 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,35} = 4,47 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ ▪ $\text{Ke} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-9,8} = 2,34 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$ ▪ Na^+ spectateur $\Rightarrow [\text{Na}^+] = C_B \times V_B / V_C = 2 / 7 \cdot 10^{-1} = 28,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ▪ <u>EN</u> : $[\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-]$ $\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx [\text{Na}^+] = C_B \times V_B / V_C$ car $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{OH}^-]$ négligeables. ▪ <u>CM</u> : $[\text{CH}_3\text{COOH}]_C + [\text{CH}_3\text{COO}^-]_C = n_i (\text{CH}_3\text{COOH})_A / V_C + n_i (\text{CH}_3\text{COO}^-)_B / V_C$ $= C_A \times V_A / V_C + C_B \times V_B / V_C$ $\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}]_C = C_A \times V_A / V_C$ <u>Finalement</u> : $[\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}] = (C_B \times V_B / V_C) / (C_A \times V_A / V_C) = (C_B \times V_B) / (C_A \times V_A)$ Si $C_A = C_B$ on a $[\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}] = V_B / V_A$ NB: Lorsqu'on mélange une solution A d'acide faible AH, avec une solution B de sa base faible conjuguée A^-, dans le mélange on a : $\eta_{\text{AH}} = \eta_{\text{initiale dans A}}^{\text{AH}} \Rightarrow [\text{AH}] = \frac{C_A \times V_A}{V_{\text{mélange}}}$ $\eta_{\text{A}^-} = \eta_{\text{initiale dans B}}^{\text{A}^-} \Rightarrow [\text{A}^-] = \frac{C_B \times V_B}{V_{\text{mélange}}}$
------------	--------------------	---	---	--

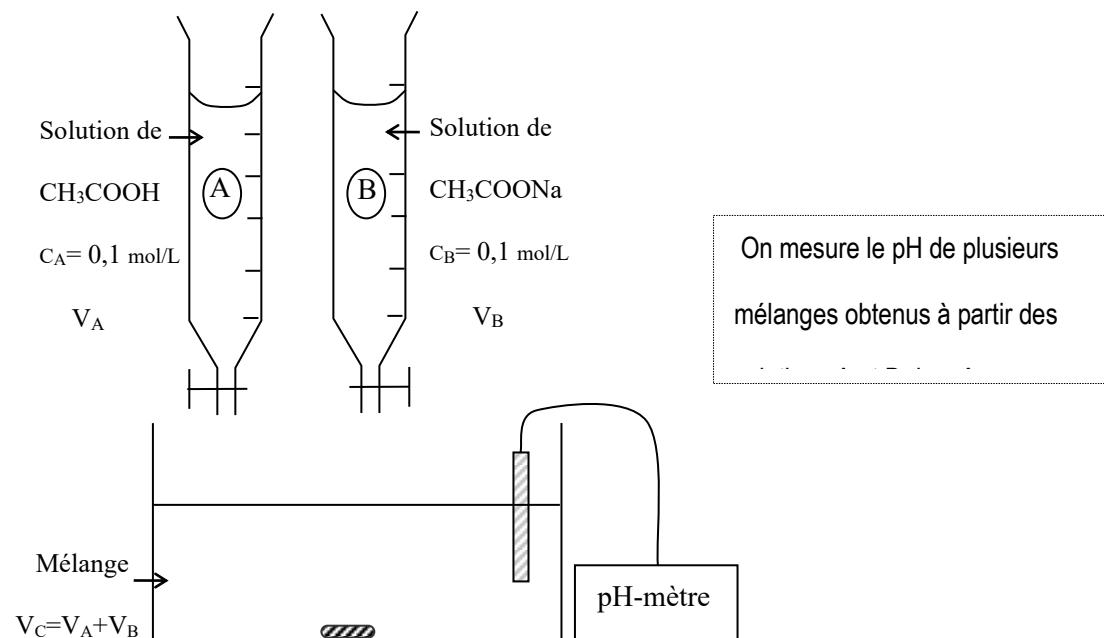
D'évaluation

Le professeur accorde un temps de recherche.

Un élève est envoyé au tableau pour la correction.

Le professeur valide le corrigé

prend la solution dans son cahier

3 – Manipulation :**a) Dispositif expérimental :****b) Résultats :**

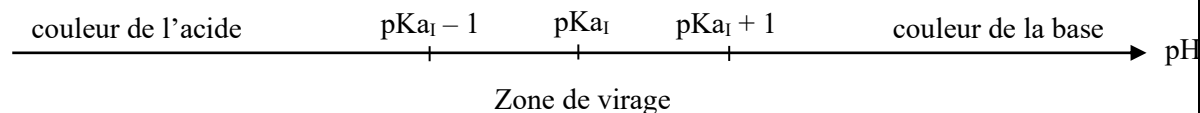
$V_B \text{ (mL)}$	05	10	20	40	50	50	50	50	50
$V_A \text{ (mL)}$	50	50	50	50	50	40	20	10	05
$\text{Log } (V_B / V_A)$	-1	-0,7	-0,4	-0,1	0	0,1	0,4	0,7	1
pH mesuré	3,7	4,04	4,35	4,68	4,8	4,9	5,24	5,56	5,9

c) tracer de la courbe : Tracer de la courbe $\text{pH} = f(\text{Log } (V_B / V_A))$ **EVALUATION**

		Activité 5 Situation D'évaluation Le professeur accorde un temps de recherche. Un élève est envoyé au tableau pour la correction. Le professeur valide le corrigé.	Chaque élève prend la solution dans son cahier	<u>Echelle</u> : 05 cm pour 1 unité de $\text{Log}(V_B/V_A)$ 05 cm pour 1 unité de pH 4 – Exploitation : La courbe est une droite qui ne passe pas par l'origine. Elle a pour équation $\text{pH} = a \times \text{Log}(V_B/V_A) + b$ avec : a : la pente ou coefficient directeur de la droite. $a = \Delta \text{pH} / \Delta \text{Log}(V_B/V_A) = (5,9 - 3,7) / (1 - (-1)) = 2,2 / 2 \approx 1$ b : l'ordonnée à l'origine. On lit sur la figure $b = 4,8$ L'équation de la droite est : $\text{pH} = \text{Log}(V_B/V_A) + 4,8 = \text{Log}([\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}]) + 4,8$ Par analogie avec la relation $\text{pH} = \text{pK}_a + \text{Log}([\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}])$, on trouve que le couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ a pour $\text{pK}_a = 4,8$. 4- Indicateurs <u>colorés</u> 4.1. Définition Un indicateur coloré est un couple acide faible/base faible noté HIn/In dont les formes acide et base ont des couleurs différentes. En solution aqueuse, un indicateur coloré donne l'équilibre suivant : $\text{HIn} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{In}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ 4.2 <u>Zone de virage d'un indicateur coloré</u> La zone de pH comprise entre $\text{pK}_{aI} - 1$ et $\text{pK}_{aI} + 1$ est appelée zone de virage de l'indicateur
--	--	---	---	---

Travail
individuel

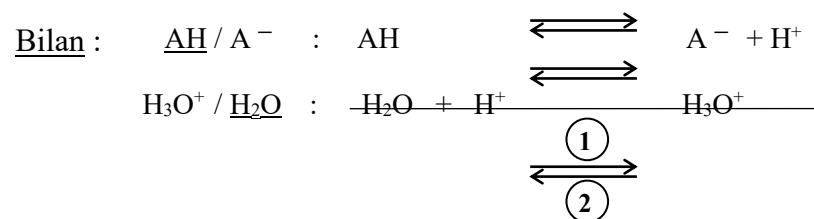
coloré. Elle correspond à la superposition des couleurs de la forme acide et de la forme basique.



5 – CLASSIFICATION DES COUPLES :

5.1 – Notion de force d'un acide :

La réaction entre un acide AH et l'eau est une réaction acido-basique entre les couples AH/A⁻ et H₃O⁺ / H₂O. Cette réaction est réversible et conduit à un équilibre chimique.



Pendant la réaction, les acides des deux couples sont en compétition :

AH veut céder son proton à la base H₂O.

H₃O⁺ veut céder son proton à la base A⁻.

L'état d'équilibre dépendra du rapport de force entre les deux acides :

Plus AH est fort, plus l'équilibre se déplace dans le sens 1.

=> [H₃O⁺], [A⁻] augmentent et [AH] diminue => K_a = ([H₃O⁺][A⁻] / [AH]) est grand.

Plus AH est faible, plus l'équilibre se déplace dans le sens 2.

$\Rightarrow [H_3O^+]$, $[A^-]$ diminuent et $[AH]$ augmente $\Rightarrow K_a = ([H_3O^+][A^-]) / [AH]$ est petit.

Le K_a d'un couple permet donc de caractériser (quantifier) la force de son acide.

5.2 – Classification :

- * De deux acides, le plus fort est celui dont le couple a le K_a plus grand (pK_a plus petit).
- * Plus un acide est fort, plus sa base est faible.

Remarque :

- * Les acides forts et les bases fortes ne sont pas classés. Leurs réactions acido-basiques avec l'eau étant totales, on ne peut pas calculer leurs K_a .
- * Les acides forts sont toujours plus forts que les acides faibles.
- * Les bases fortes sont toujours plus fortes que les bases faibles

EVALUATION				
-------------------	--	--	--	--

--	--	--	--	--

