

FICHE DE LEÇON

Classe(s) : Terminale D**THEME : CHIMIE GÉNÉRALE****TITRE DE LEÇON : RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES-SOLUTIONS TAMPONS****Durée : 10 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 d'une journée scientifique organisée au Lycée Moderne 1 d'Agboville, une conférence est prononcée à l'intention des élèves de la Terminale C par un ingénieur agronome. Les élèves apprennent que le pH joue un rôle important dans la culture des plantes et que les meilleures conditions agronomiques sont au voisinage de la neutralité (pH voisin de 7). Le conférencier ajoute qu'on corrige l'acidité d'un sol par l'apport de la chaux qui permet d'élever le pH d'un sol trop acide.

Emerveillés par ces informations, les élèves décident de connaître les caractéristiques de la réaction entre un acide et une base, de tracer la courbe de variation du pH en fonction du volume puis de l'exploiter et d'expliquer l'intérêt d'une solution tampon.

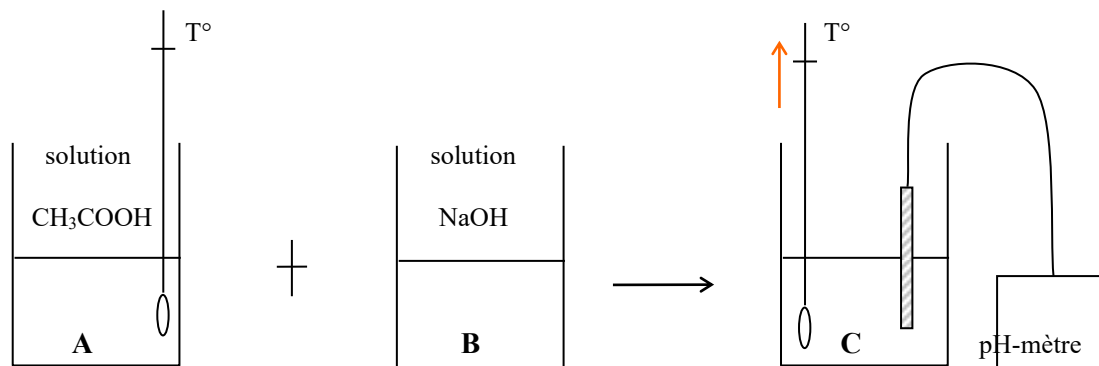
<u>Matériel par poste de travail</u> - - Solution d'acide chlorhydrique - Solution d'hydroxyde de sodium - Solution d'acide éthanoïque - Solution d'ammoniac - Solution d'éthanoate de sodium - Thermomètre - Burette - Pipette jaugée - pH-mètre et solutions tampons pour étalonnage - Agitateur magnétique - Béchers - Papier millimétré - Indicateurs colorés (B.B.T, hélianthine, phénolphtaléine) - Courbes à interpréter - Rétroprojecteur/vidéoprojecteur - Transparents - Marker pour transparent - Tableau de mesures du dosage pH métrique de l'ammoniac par l'acide chlorhydrique	<u>Supports didactiques</u> <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.
---	--

Plan de la leçon

.

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du professeur	Activités des élèves	Trace Ecrite
Présentation	Questions/ réponses	Rappels/pré requis ▪ Les couples acide-base (K_a , pK_a . . .) ▪ Réaction acide fort base forte (Courbe de pH et Equivalence)	Les élèves répondent aux questions	RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES-SOLUTIONS TAMPONS
Développement		-Le professeur fait lire la situation par un élève. Que décident de faire les élèves Activité1 :	- Un élève lit la situation les nouvelles.	1- <u>REACTION ENTRE UN ACIDE FAIBLE ET UNE BASE FORTE</u> : Quand on mélange une solution d'acide faible AH (de couple AH /A⁻) avec une solution de base forte (B⁺ , OH⁻), il se produit une réaction exothermique et totale entre AH et OH⁻. <u>Equation Bilan</u> : AH + OH⁻ → A⁻ + H₂O <u>Exemples</u> : * Solution de CH₃COOH (CH₃COOH / CH₃COO⁻) et solution de NaOH (Na⁺ , OH⁻) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \quad , \quad \text{Na}^+ \text{ spectateur.}$ * Solution de NH₄Cl(NH₄⁺ , Cl⁻) de couple NH₄⁺/ NH₃ et solution de KOH (K⁺,OH⁻) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \quad , \quad \text{Cl}^- \text{ et } \text{K}^+ \text{ spectateurs.}$ 2 – <u>VERIFICATION EXPERIMENTALE</u> : 2.1 – <u>Expérience</u> :

**Développement
(suite)**



$$C_A = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$V_A = 100 \text{ mL}$$

$$\text{pH} = 3,4$$

$$C_B = 20.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$V_B = 1 \text{ mL}$$

$$\text{pH} = 12$$

mélange

$$V_C = V_A + V_B = 101 \text{ mL}$$

$$\text{pH mesuré} = 4,2$$

2.2 – Exploitation :

* Déterminons les quantités de matière de CH_3COOH et OH^- avant et après le mélange.

Dans la solution A :

$$\text{On a introduit } n(\text{CH}_3\text{COOH})_A = C_A \cdot V_A = 10^{-2} \times 100.10^{-3} = 10^{-3} \text{ mol}$$

Dans la solution B :

$$C_B = [\text{OH}^-] \Rightarrow n(\text{OH}^-)_B = C_B \cdot V_B = 20.10^{-2} \times 1.10^{-3} = 20.10^{-5} \text{ mol}$$

Dans la solution C :

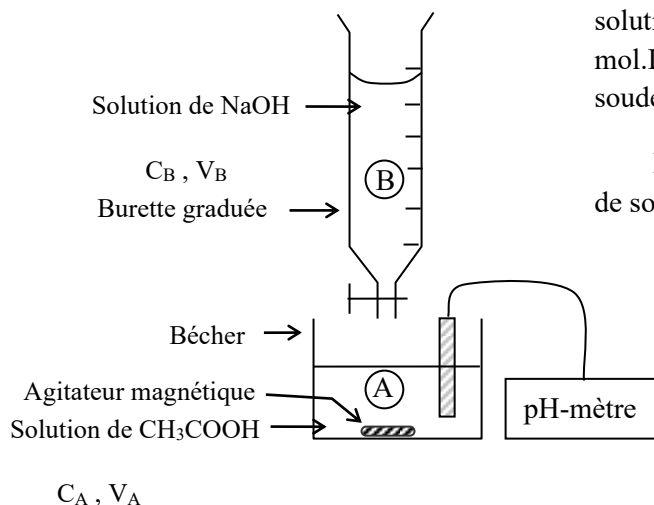
▪ Espèces : H_3O^+ , OH^- , Na^+ , CH_3COO^- , CH_3COOH , H_2O

▪ $\text{pH} = 4,2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,2} = 6,3.10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

▪ $K_e : [\text{OH}^-] = K_e / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9,8} = 1,58.10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$

Expérimentat

Développement (suite)	ion Travail de groupe Travail individuel Questions/réponses			$\Rightarrow n(\text{OH}^-)_C = [\text{OH}^-]_x V_C = 10^{-9,8} \times 101.10^{-3} = 1,6.10^{-11} \text{ mol}$ ▪ Na^+ spectateur : $[\text{Na}^+] = C_B \cdot V_B / V_C = 20.10^{-5} / 101.10^{-3} = 1,98.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ▪ EN : $[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ $\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-] \approx [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = 2,04.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ $\Rightarrow n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_C = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \times V_C = 2,06.10^{-4} \text{ mol}$ ▪ CM : $n(\text{CH}_3\text{COOH})_A = n(\text{CH}_3\text{COOH})_C + n(\text{CH}_3\text{COOH})_{\text{disparue}}$ $\Rightarrow C_A \cdot V_A = n(\text{CH}_3\text{COOH})_C + n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_C$ $\Rightarrow n(\text{CH}_3\text{COOH})_C = C_A \cdot V_A - n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_C = 10^{-3} - 2,06.10^{-4} = 7,936.10^{-4} \text{ mol}$ (Autre CM : $n(\text{CH}_3\text{COOH})_A / V_C = C_i(\text{CH}_3\text{COOH})_C = [\text{CH}_3\text{COOH}]_C + [\text{CH}_3\text{COO}^-]_C$) ($C_A \cdot V_A / V_C = [\text{CH}_3\text{COOH}]_C + [\text{CH}_3\text{COO}^-]_C$) * Déterminons les variations des quantités de matière. $\Delta n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{CH}_3\text{COOH})_C - n(\text{CH}_3\text{COOH})_A = 7,936.10^{-4} - 10^{-3} \approx 2.10^{-4} \text{ mol}$ $\Delta n(\text{OH}^-) = n(\text{OH}^-)_C - n(\text{OH}^-)_B \approx -n(\text{OH}^-)_B = 1,6.10^{-11} - 20.10^{-5} \approx -2.10^{-4} \text{ mol}$ Les variations sont négatives et égales : Les CH_3COOH et OH^- ont été consommés en quantité égales. $\Delta n(\text{OH}^-) = -n(\text{OH}^-)_B$: Tous les ions OH^- de départ ont été consommés : La réaction est totale. $\Delta n(\text{CH}_3\text{COOH}) = -n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_C$: Les CH_3COOH ont été transformés en CH_3COO^-. 2.3 – Conclusion. La réaction entre CH_3COOH et OH^- est exothermique et totale. * $t_1 < t_2$, La température augmente : Dissolution exothermique * La solution de soude est incolore 3 – COURBE DE VARIATION DU pH : 3.1 – Manipulation
---	---	--	--	---

Développement
(suite)a) Dispositif expérimental.

Dans un bécher contenant $V_A = 20 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, ajoutons progressivement, une solution de soude de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Relevons le pH du mélange pour chaque volume V_B de soude ajouté.

b) Tableau de valeurs.

$V_B(\text{cm}^3)$	0	1	2	3	4	6	10	14	16	18
PH	2,8	3,4	3,7	3,9	4,05	4,3	4,65	5	5,25	5,6

	19	19,5	19,8	20	20,2	20,5	21	22	23	24
	5,95	6,3	6,8	8,6	10,55	11,1	11,5	11,8	12	12,1

3.2 – Tracé de la courbe et caractéristiques.

* Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_B)$. Echelle : 1 cm pour 1 cm^3 ,
1 cm pour 1 unité de pH.

* La courbe présente **quatre parties** distinctes.

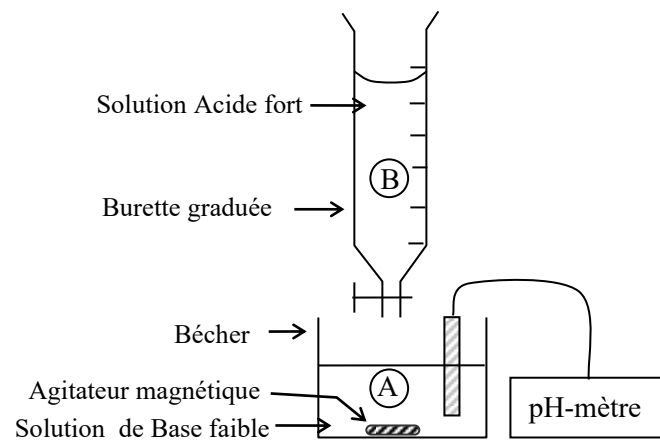
Partie I : $0 \leq V_B \leq 4 \text{ mL}$, le pH varie peu de 2,8 à 4,05.

		Chaque élève prend la solution dans son cahier	<u>Partie II</u> : $4 \leq VB \leq 19$ mL, le pH varie très peu de façon linéaire de 4,05 à 5,95. <u>Partie III</u> : $19 \leq VB \leq 21$ mL, le pH varie considérablement de 5,95 à 11,5. <u>Partie III</u> : $21 \leq VB \leq 24$ mL, Le pH varie faiblement de 11,5 à 12,1. 3.3 – Etude de l'équivalence. a) Définition : Au cours d'une réaction chimique totale, l'équivalence correspond au mélange des réactifs dans les proportions stoechiométriques. Dans le cas de la réaction acide faible base forte de bilan : $AH + OH^{-} \rightarrow A^{-} + H_2O$ On est à l'équivalence lorsque <table border="1"><tr><td>ηAH</td><td>=</td><td>ηOH^{-}</td></tr><tr><td>apportée par la</td><td></td><td>apportée par la</td></tr><tr><td>solution acide</td><td></td><td>solution basique</td></tr></table> b) Détermination du point d'équivalence : Dans le cas de l'expérience : $CH_3COOH + OH^{-} \rightarrow CH_3COO^{-} + H_2O$, Na^{+} spectateur. pour atteindre l'équivalence, il faut ajouter un volume VBE de soude tel que $\eta CH_3COOH = \eta OH^{-} \implies CA.VA = CB.VBE \implies VBE = CA.VA / CB$ $\underline{AN}$: $VBE = (10^{-1} \times 20) / 10^{-1} = 20$ mL On lit sur la courbe le pH correspondant: pHE = 8,6 (ou 8,7) Le point E (VBE , pHE) est appelé point d'équivalence. Il appartient à la partie III. <u>Remarque</u> : Le point d'équivalence E correspond au point d'inflexion situé dans la zone III. Il peut être déterminé graphiquement par la méthode des tangentes parallèles. (voir livre page 32 paragraphe 2.3.2) NB : A l'équivalence le pHE > 7. Le mélange est basique. Ce résultat est prévisible car	ηAH	=	ηOH^{-}	apportée par la		apportée par la	solution acide		solution basique
ηAH	=	ηOH^{-}										
apportée par la		apportée par la										
solution acide		solution basique										

			Chaque élève prend la solution dans son cahier <u>Activité 3</u>	d'après l'équation bilan : $\text{CH}_3\text{COOH} + (\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$ A l'équivalence, tous les CH_3COOH ont réagi. Le mélange est composé alors de CH_3COO^-, Na^+, H_2O. Ce qui correspond à une solution aqueuse d'éthanoate de sodium qui est basique. c) Composition du mélange et pH à l'équivalence : $V_A = 20 \text{ mL}$ $V_{BE} = 20 \text{ mL}$ $V_C = V_A + V_{BE} = 40 \text{ mL}$ $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ $\text{pH} = 8,6$ <u>Espèces en solution C :</u> H_3O^+, OH^-, Na^+, CH_3COO^-, CH_3COOH, H_2O <u>Calcul des concentrations:</u> $\text{pH} = 8,6 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8,6} = 2,51 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$ $K_e \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-5,4} = 3,98 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ $\text{Na}^+ \text{ spectateur : } [\text{Na}^+] = n \text{ Na}^+_{(B)} / V_C = C_B \cdot V_{BE} / V_C = 10^{-1} \cdot 20 / 40 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ <u>EN</u> : $[\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+]$ $\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-] = 4,9996 \cdot 10^{-2} \approx 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ <u>CM</u> : $C_A \cdot V_A / V_C = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ $\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}] = C_A \cdot V_A / V_C - [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 5 \cdot 10^{-2} - 4,9996 \cdot 10^{-2} \approx 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ <u>Nature du mélange:</u>
--	--	--	--	--

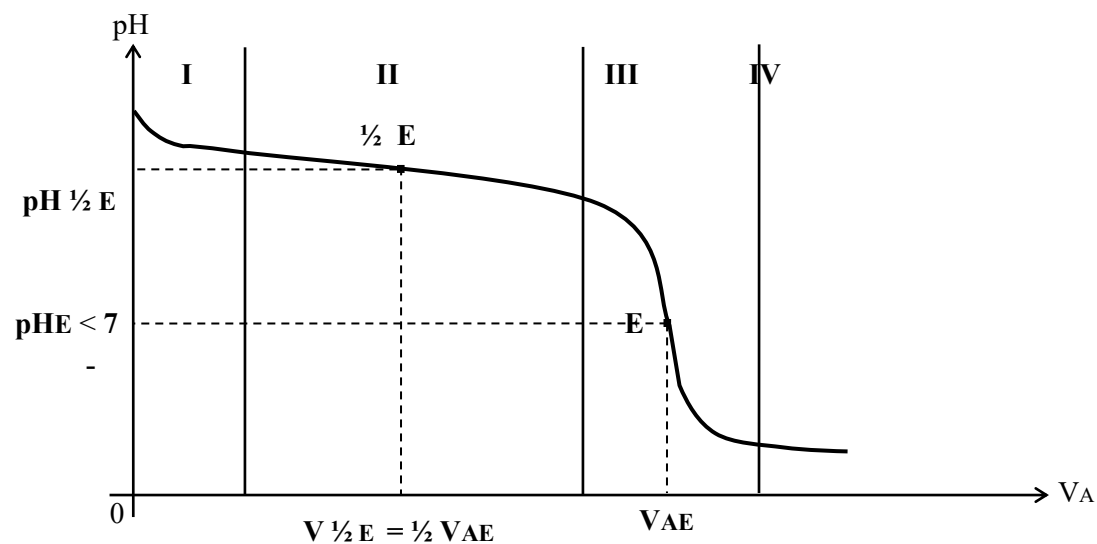
EVALUATION	Travail de groupe	Situation D'évaluation Le professeur accorde un temps de recherche. Un élève est envoyé au tableau pour la correction. Le professeur valide le corrigé	Chaque élève prend la solution dans son cahier	H_3O^+ : minoritaire CH_3COOH : ultra minoritaire (quasi nulle) OH^-, CH_3COO^- et Na^+ sont en quantité importante. Le mélange est équivalent à une solution d'éthanoate de sodium qui est basique ($\text{pH} > 7$). 3. 4 – Etude de la demi-équivalence. a) Présentation : Au cours de la réaction entre un acide faible base forte de bilan : $\text{AH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$ On est à la demi-équivalence lorsque la moitié de l'acide a réagi. Pour cela, la quantité de base à apporter est telle que: $\frac{1}{2} \eta \text{AH} = \eta \text{OH}^-$ apportée par la solution acide apportée par la solution basique Le mélange est alors équimolaire en acide et base conjuguée : $[\text{AH}] = [\text{A}^-]$ Le pH du mélange est : $\text{pH} = \text{pKa} + \text{Log} \left(\frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]} \right) = \text{pKa} + \text{Log} (1) = \text{pKa}$ pH = pKa b) Détermination du point de demi-équivalence et pKa : Dans le cas de l'expérience : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$, Na^+ spectateur.
------------	-------------------	---	--	--

	Travail de groupe Travail individuel		Pour atteindre la demi-équivalence, il faut ajouter un volume $V_{1/2 E}$ de soude tel que $\frac{1}{2} \eta \text{CH}_3\text{COOH} = \eta \text{OH}^- \implies \frac{1}{2} \text{CA.VA} = \text{CB.V}_{1/2 E}$ $\implies V_{1/2 E} = \frac{1}{2} \text{CA.VA} / \text{CB} = \frac{1}{2} \text{VBE} \quad \boxed{V_{1/2 E} = \frac{1}{2} \text{VBE}} \quad \text{AN: } V_{1/2 E} = 20/2 = 10 \text{ mL}$ On lit sur la courbe le pH $_{1/2 E}$ correspondant: pH $_{1/2 E} = 4,6$ (ou 4,7) Le point $_{1/2 E}$ ($V_{1/2 E}$, pH $_{1/2 E}$) est appelé point de demi-équivalence. Il appartient à la partie II appelée zone de demi-équivalence. Le pKa du couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ est $\text{pKa} = \text{pH}_{1/2 E} = 4,6$ 4 – <u>REACTION ENTRE UNE BASE FAIBLE ET UNE ACIDE FORT</u> : 4.1- <u>Bilan de la réaction</u> : Quand on mélange une solution de base faible B (de couple BH^+ / B) avec une solution d'acide fort (H_3O^+, Ion^-), il se produit une réaction exothermique et totale entre B et H_3O^+. <u>Equation Bilan</u> : $\text{B} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{BH}^+ + \text{H}_2\text{O}$ <u>Exemples</u> : * Solution de HCOONa (HCOO^-, Na^+) de couple ($\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$) et solution de HCl (H_3O^+, Cl^-) $\text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \quad , \quad \text{Na}^+, \text{Cl}^- \text{ spectateurs.}$ * Solution de NH_3 de couple ($\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$) et solution de H_2SO_4 (H_3O^+, SO_4^{2-}) $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \quad , \quad \text{SO}_4^{2-} \text{ spectateur.}$
--	---	--	--

Travail
individuel4. 2- Courbe de variation du pH : C_B, V_B

On ajoute progressivement, une solution d'acide fort à une solution de base faible.

On relève le pH du mélange pour chaque volume V_A d'acide ajouté.



4. 3 – L'équivalence :



apportée par la
solution acide

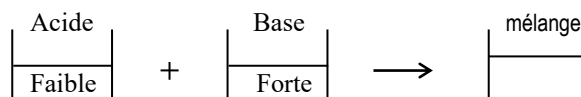
apportée par la
solution basique

$$\Rightarrow \boxed{C_A \cdot V_{AE} = C_B \cdot V_B}$$

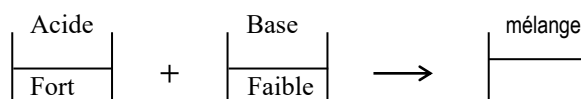
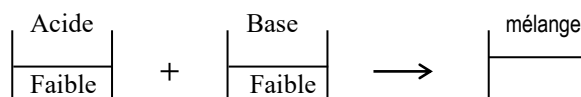
$\Rightarrow pH_E < 7$, le mélange est **acide**.

4. 4 – La demi-équivalence :

EVALUATION	Expérimentation Travail de groupe Travail individuel Recherches documentaires			$\frac{1}{2} \eta B = \eta H_3O^+$ apportée par la solution basique apportée par la solution acide $\Rightarrow [BH^+] = [B] \Rightarrow pH \frac{1}{2} E = pKa$ $\Rightarrow C_A \cdot V_{\frac{1}{2}E} = \frac{1}{2} C_B \cdot V_B \Rightarrow V_{\frac{1}{2}E} = \frac{1}{2} V_{AE}$ 5 – LES SOLUTIONS TAMPONS : 5.1 - Propriétés : Une solution tampons est une solution dont le pH est insensible à la dilution et à un apport relativement important d'acide ou de base. Toute solution aqueuse contenant un acide et sa base conjuguée tel que $[Acide] = [Base]$, a les propriétés d'une solution tampon. Au cours de la réaction entre un acide faible et une base forte (réaction entre un acide fort et une base faible), la condition $[Acide] = [Base]$ est réalisée à la demi-équivalence. Le mélange est alors une solution tampon. La partie II qui contient le point de $\frac{1}{2} E$ est appelée zone tampon. 5.2 - Importance : La plus part des réactions biochimiques se déroulent dans un domaine de pH peu étendu (presque constant). <u>Exemple</u> : A 38°C, grâce à plusieurs couples acide-bases, le sang veineux est tamponné à pH = 7,40 et le sang artériel à pH = 7,43. Une variation de 0,4 peut entraîner de graves complications et même la mort.
------------	---	--	--	---

5. 3 – **Fabrication** : (Voir fiche méthode page 78 du livre AREX Terminale C et D).

AH

OH⁻Il faut $\frac{1}{2} \eta_{AH} = \eta_{OH^-}$ $\Rightarrow \frac{1}{2} CA.VA = CB.VB$ H₃O⁺A⁻Il faut $\frac{1}{2} \eta_{A^-} = \eta_{H_3O^+}$ $\Rightarrow \frac{1}{2} CB.VB = CA.VA$ 

AH

A⁻Il faut $\eta_{A^-} = \eta_{AH}$ $\Rightarrow CB.VB = CA.VA$

--	--	--	--	--

--	--	--	--	--