

Correction des exercices du chapitre 3 :

Attention les corrections ne sont pas toujours rédigées correctement.
Les solutions rédigées sont faites en classe ou dans le livre avec les exercices résolus

Correction QCM :

QCM

p. 59

1. A et C ; 2. A et C ; 3. B et C ; 4. B ; 5. A, B et C ; 6. B ; 7. A et B ; 8. A et C ; 9. A ; 10. A et B.

Correction Livret révisions chimie du parcours d'exercices :

Exercice 24 : On dispose au laboratoire d'une solution aqueuse d'acide sulfurique concentré de titre massique $w = 95 \%$.

Donnée : masse molaire du soluté $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. Que signifie $w = 95 \%$?
Cela signifie que, pour 1 000 g de solution aqueuse, il y a 950 g d'acide sulfurique.
2. Comparer sa teneur en acide à celles utilisées dans les batteries par exemple, et dont le titre massique est $w < 51 \%$.
La teneur en acide de la solution du laboratoire est plus importante.
3. Calculer la densité de la solution du laboratoire sachant que sa concentration en quantité de matière est $17,8 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

$$\text{On a la densité } d = \frac{\rho_{\text{substance}}}{\rho_{\text{eau}}} \text{ avec } \rho_{\text{acide}} = \frac{M \cdot C}{w} = \frac{98 \times 17,8}{\frac{95}{100}} = 1,8 \times 10^3 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{On a } d_{\text{acide}} = \frac{\rho_{\text{acide}}}{\rho_{\text{eau}}} = \frac{1,8 \times 10^3}{1,0 \times 10^3} = 1,8$$

Exercice 25 : L'étiquette d'un flacon d'ammoniac commercial NH_3 , conservé au laboratoire dans une armoire ventilée, indique un titre massique $w = 20 \%$

1. Comment cette solution peut-elle être préparée ?
Le titre massique est de 20 %, il faut donc dissoudre 20 g d'ammoniac dans 100 g de solution.
2. On peut lire ces valeurs de la densité et de la masse molaire du soluté : $d = 0,95$ et $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
Déterminer la concentration en quantité de matière de soluté dans cette solution.

$$\text{La masse volumique de la solution est : } \rho_{\text{solution}} = d_{\text{solution}} \cdot \rho_{\text{eau}} = 0,95 \times 1000 = 950 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{La concentration est : } C = \frac{\rho_{\text{solution}} \cdot \frac{w}{100}}{M(\text{NH}_3)} = \frac{950 \cdot \frac{20}{100}}{17} = 11 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Exercice 26 : Les produits chimiques sont commercialisés purs ou en solutions très concentrées. À partir de ces composés, les laborantins préparent les solutions diluées utilisées en TP.

On dispose d'une solution d'acide nitrique concentré HNO_3 dont le titre massique est $w = 90 \%$. La masse volumique de cette solution est $\rho = 1,4 \times 10^3 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

Donnée : masse molaire $M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. À quoi correspond le titre massique ?
Le titre massique d'une solution est le quotient de la masse de soluté contenu dans un litre de solution par la masse d'un litre de solution. Le titre massique est souvent exprimé en pourcentage.
2. Calculer la concentration en quantité de matière d'acide nitrique dans cette solution concentrée.

$$\text{La concentration est : } C = \frac{\rho_{\text{solution}} \cdot \frac{w}{100}}{M(\text{HNO}_3)} = \frac{1,4 \times 10^3 \cdot \frac{90}{100}}{63} = 20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

3. On souhaite préparer une solution diluée à $2,0 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Quelle verrerie faudra-t-il utiliser ?
Il faut diluer d'un facteur 100, donc par exemple utiliser une pipette jaugée de 1 mL pour une fiole jaugée de 100 mL.

Exercice 27 : Une solution S_0 de vitamine C de volume $V_0 = 100,0$ mL est préparée en dissolvant un comprimé dans de l'eau distillée.

Le titrage d'un volume $V_A = 10,0$ mL de S_0 par une solution d'hydroxyde de sodium telle que $[\text{HO}^-] = 4,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ est suivi par pH-métrie.

Les résultats obtenus sont donnés ci-dessous.

V_B (mL)	0	1,00	2,00	3,00	4,00	5,00	6,00	7,00	8,00	9,00	10,00	11,0	12,0
pH	2,7	3,1	3,4	3,6	3,7	3,9	4,0	4,1	4,2	4,4	4,5	4,7	4,9
V_B (mL)	13,0	13,25	13,50	13,75	14,00	14,25	14,50	15,00	16,00	17,0	18,0	19,0	20,0
pH	5,2	5,3	5,5	5,8	7,8	9,6	10,0	10,4	10,6	10,9	11,0	11,2	11,3

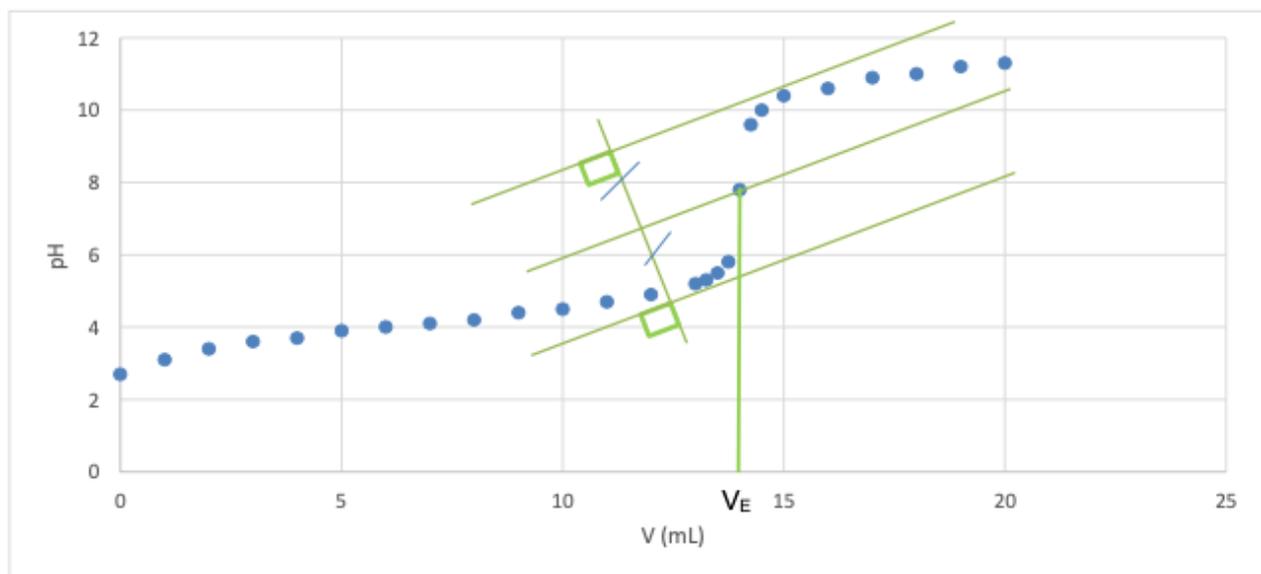
L'équation de la réaction support du titrage est : $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Donnée : Masse molaire de la vitamine C : $M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 176,0 \text{ g.mol}^{-1}$

- Déterminer le volume V_E versé à l'équivalence.

On trace la courbe $\text{pH} = f(V)$.

Par la méthode des tangentes on trouve le volume équivalent $V_E = 14,0$ mL.



- Déterminer la concentration en quantité de matière en acide ascorbique de la solution S_0 .

$$\text{À l'équivalence : } \frac{n_0(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)}{1} = \frac{n_E(\text{HO}^-)}{1}$$

$$\text{Donc } \frac{[\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6] \times V_A}{1} = \frac{[\text{HO}^-] \times V_E}{1} \rightarrow [\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6] = \frac{[\text{HO}^-] \times V_E}{V_A} = \frac{4,00 \times 10^{-2} \times 14,0}{10,0} = 5,60 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

- En déduire la quantité n_0 et la masses de vitamine C contenues dans un comprimé.

La quantité de matière d'acide ascorbique contenue dans le sachet est donc égale à :

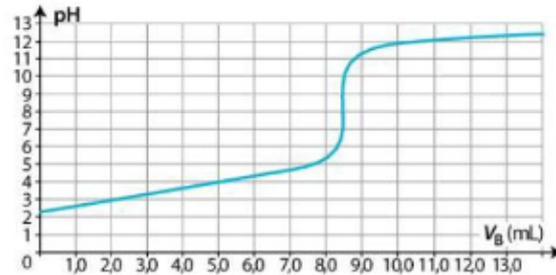
$$n_0 = [\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6] \times V_0 = 5,60 \times 10^{-2} \times 0,1000 = 5,60 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

La masse d'acide ascorbique contenue dans le sachet est donc égale à :

$$M = 5,6 \times 10^{-3} \times 176 = 0,986 \text{ g soit } 986 \text{ mg.}$$

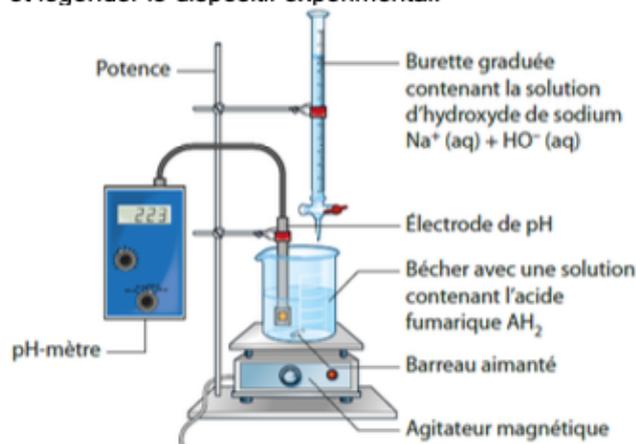
Exercice 28 : L'acide fumarique, noté AH_2 , est une espèce chimique qui peut réduire les effets du psoriasis, maladie de peau. Pour vérifier l'indication portée sur l'étiquette d'un traitement, on réalise le protocole suivant :

- Le contenu de la gélule est dissous dans l'eau : une solution aqueuse S de volume $V = 100,0 \text{ mL}$ est obtenue ;
- Le titrage d'un volume $V_A = 10,0 \text{ mL}$ de solution S par une solution d'hydroxyde de sodium telle que $[OH^-] = (1,00 \times 10^{-1} \pm 0,003) \text{ mol.L}^{-1}$ donne le graphe suivant.



L'équation de la réaction support du titrage est : $AH_2(aq) + 2 HO^-(aq) \rightarrow A^{2-}(aq) + 2 H_2O(l)$

1. Schématiser et légender le dispositif expérimental.



2. Déterminer la valeur m_{exp} de la masse d'acide fumarique contenu dans une gélule.

On détermine à l'aide de la méthode des tangentes le volume V_E versé à l'équivalence, soit $V_E = 8,4 \text{ mL}$.

À l'équivalence : $\frac{n_0(AH_2)}{1} = \frac{n_E(HO^-)}{2}$

Donc $\frac{[AH_2] \times V_A}{1} = \frac{[HO^-] \times V_E}{2} \rightarrow [AH_2] = \frac{[HO^-] \times V_E}{2 \times V_A}$

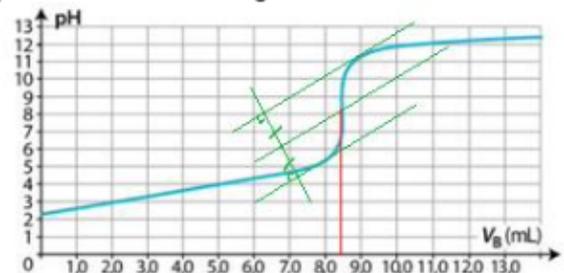
$[AH_2] = \frac{1,00 \times 10^{-1} \times 8,4}{2 \times 10,0} = 4,20 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

La quantité de matière n_0 de AH_2 présente dans la gélule est égale à : $n_0 = [AH_2] \times V$.

$n_0 = 4,20 \times 10^{-2} \times 0,100 = 4,20 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

La masse m de AH_2 présente dans la gélule d'acide fumarique s'exprime par : $m = n_0 \times M$.

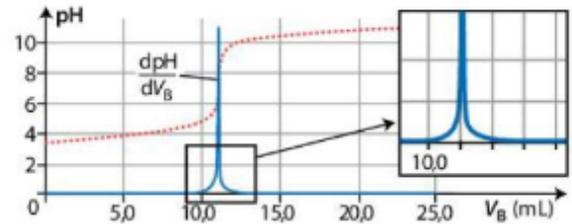
$m = 4,20 \times 10^{-3} \times 116 = 4,87 \times 10^{-1} \text{ g} = 487 \text{ mg}$



Exercice 29 : L'étiquette d'un sachet d'aspirine HA prescrit au titre de la prévention des accidents vasculaires cérébraux porte la mention « Teneur en aspirine : 100 mg ».

En pharmacie, un contrôle qualité est considéré comme satisfaisant si l'écart relatif entre la grandeur de référence indiquée par le fabricant et la même grandeur déterminée expérimentalement est strictement inférieure à 1 %.

Une solution S est obtenue en dissolvant un cachet d'aspirine dans une fiole jaugée de 500,0 mL. Le titrage d'un volume $V_A = 10,0$ mL de la solution S par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium telle que $[\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ est suivi par pH-métrie et permet de tracer le graphe ci-contre :



Données : Masse molaire de l'aspirine AH : $M = 180 \text{ g.mol}^{-1}$
Couples acide-base : $\text{AH(aq)}/\text{A}^{\text{-}}(\text{aq})$; $\text{H}_2\text{O(l)}/\text{HO}^{\text{-}}(\text{aq})$.

- Déterminer le volume V_E versé à l'équivalence en expliquant la méthode utilisée.
D'après la méthode de la courbe dérivée, le volume versé à l'équivalence V_E est égal à 11,0 mL.
- Écrire l'équation de la réaction support du titrage.
L'équation s'écrit : $\text{AH (aq)} + \text{HO}^{\text{-}} (\text{aq}) \rightarrow \text{A}^{\text{-}} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O (l)}$

3. Établir la relation à l'équivalence.

$$\text{À l'équivalence : } \frac{n_0(\text{AH})}{1} = \frac{n_E(\text{HO}^{\text{-}})}{1}$$

$$\text{Donc } \frac{[\text{AH}] \times V_A}{1} = \frac{[\text{HO}^{\text{-}}] \times V_E}{1} \rightarrow [\text{AH}] = \frac{[\text{HO}^{\text{-}}] \times V_E}{V_A}$$

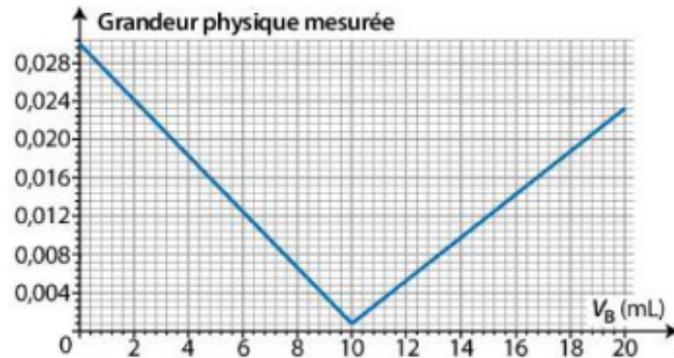
$$[\text{AH}] = \frac{1,00 \times 10^{-3} \times 11,0}{10,0} = 1,10 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

- En déduire la quantité n_0 et la masse d'aspirine contenue dans un comprimé.
La quantité de matière n_0 de AH présente dans le cachet d'aspirine est égale à : $n_0 = [\text{AH}] \times V$.
 $n_0 = 1,10 \times 10^{-3} \times 0,500 = 5,50 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

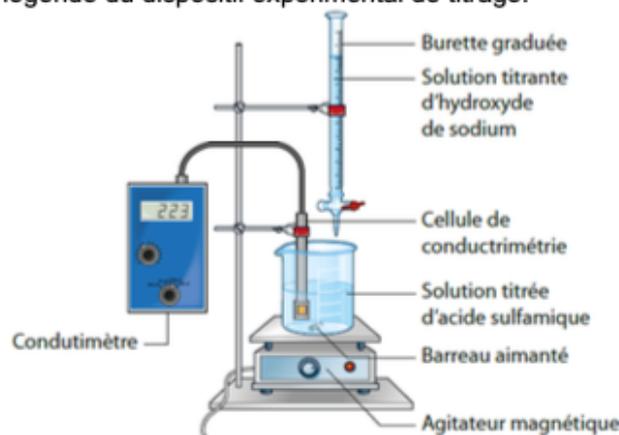
La masse m de AH présente dans le cachet d'aspirine s'exprime par : $m = n_0 \times M$.
 $m = 5,50 \times 10^{-4} \times 180 = 9,90 \times 10^{-2} \text{ g}$

- Le cachet d'aspirine satisfait-il au contrôle qualité ?
Le fabricant annonce un comprimé contenant 100 mg d'aspirine. Pour que le contrôle qualité soit acceptable, la masse d'aspirine contenue dans le comprimé doit appartenir à l'intervalle [99 mg ; 101 mg].
On obtient une masse $m = 99,0 \text{ mg}$, c'est la limite inférieure acceptable. Le cachet satisfait au contrôle qualité.

Exercice 30 : Une solution contenant de l'acide sulfamique, noté AH(aq), est titrée par une solution d'hydroxyde de sodium Na⁺(aq) + HO⁻(aq). À chaque volume V_B de solution d'hydroxyde de sodium versé, une grandeur est mesurée. La courbe obtenue est donnée ci-dessous.



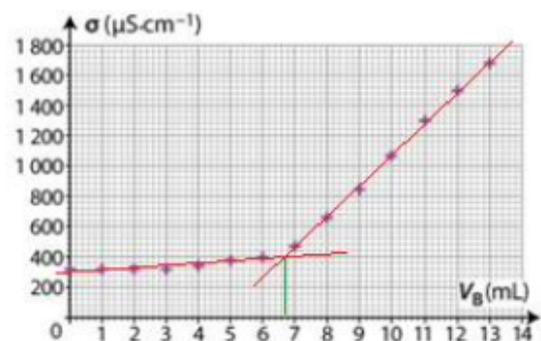
1. Identifier si la grandeur mesurée est le pH ou la conductivité σ de la solution.
La courbe peut être modélisée par deux segments de droite de pentes différentes. Elle est caractéristique d'une courbe obtenue par suivi conductimétrique. La grandeur mesurée est donc la conductivité (S·m⁻¹).
2. Indiquer la nature du suivi du titrage.
Le titrage a été suivi par conductimétrie.
3. Faire un schéma légendé du dispositif expérimental de titrage.



Exercice 31 : Le titrage d'un volume V_A = 10,0 mL d'une solution S d'aspirine C₉H₈O₄(aq) par une solution d'hydroxyde de sodium, telle que [OH⁻] = 2,0 × 10⁻² mol.L⁻¹ est suivi par conductimétrie et permet de reporter les points ci-après.

L'équation de réaction support du titrage est :
 $C_9H_8O_4(aq) + HO^-(aq) \rightarrow C_9H_7O_4^-(aq) + H_2O(l)$

1. Déterminer le volume versé à l'équivalence V_E en expliquant la méthode utilisée.
On trace les deux segments de droite. À l'intersection, le volume versé à l'équivalence est lu : V_E = 6,8 mL.



2. Calculer la concentration C_A en aspirine de la solution.

À l'équivalence : n(NH₄⁺) = n(HO⁻) soit :

$$C_A \times V_A = C_B \times V_E \text{ soit } C_A = C_B \times \frac{V_E}{V_A} = 2,0 \times 10^{-2} \times \frac{6,8}{10,0} = 1,4 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$$

Exercice 32 : À un volume $V_B = 10,0$ mL de solution S d'hydroxyde de sodium est ajouté un volume $V_A = 20,0$ mL d'une solution d'acide chlorhydrique telle que $[H_3O^+] = 2,00 \times 10^{-1}$ mol.L⁻¹ en ions oxonium H_3O^+ . À l'état final, les ions oxonium ont tous été consommés et il reste une quantité d'ions hydroxyde $HO^-(aq)$ égale à $1,00 \times 10^{-4}$ mol.

1. Écrire l'équation de la réaction support du titrage.

L'équation de la réaction support du titrage s'écrit : $HO^-(aq) + H_3O^+(aq) \rightarrow 2 H_2O(l)$

2. Indiquer si le système se trouve avant, à ou après l'équivalence à l'état final.

Si les ions hydroxyde $HO^-(aq)$, initialement présents dans le bécher, sont encore présents et que les ions oxonium H_3O^+ ont tous été consommés, c'est donc que les ions hydroxyde $HO^-(aq)$ sont en excès. Le système se trouve donc avant l'équivalence.

3. Déterminer la concentration en ions hydroxyde de la solution S.

Équation de la réaction		$HO^-(aq) + H_3O^+(aq) \rightarrow 2 H_2O(l)$		
État du système	Avancement (mmol)	Quantités de matière (mmol)		
		$n(HO^-)$	$n(H_3O^+)$	$n(H_2O)$
État initial	$x = 0$	$[HO^-] \times V_B$	$[H_3O^+] \times V_A$	Excès
État final	$x = x_f$	$[HO^-] \times V_B - x_f = 1,00 \times 10^{-4}$	$[H_3O^+] \times V_A - x_f = 0$	Excès

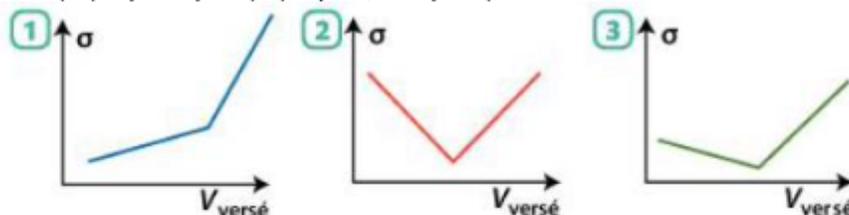
On a donc : $x_f = [H_3O^+] \times V_A = 2,00 \times 10^{-1} \times 20,0 \times 10^{-3} = 4,00 \times 10^{-3}$ mol.

On a aussi : $[HO^-] \times V_B - x_f = 1,00 \times 10^{-4}$

$$[HO^-] = \frac{1,00 \times 10^{-4} + x_f}{V_B} = \frac{1,00 \times 10^{-4} + 4,00 \times 10^{-3}}{0,0100} = 0,410 \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 33 : Associer à chaque équation un graphe modélisant l'évolution de la conductivité lors de l'ajout d'une solution d'hydroxyde de sodium.

Données : Conductivités molaires ioniques λ (en mS.m².mol⁻¹) à 25°C : $\lambda(Na^+) = 5,0$; $\lambda(HO^-) = 20,0$; $\lambda(H_3O^+) = 35,0$; $\lambda(NH_4^+) = 7,0$; $\lambda(CH_3CO_2^-) = 4,0$.



1. $NH_4^+(aq) + HO^-(aq) \rightarrow NH_3(aq) + H_2O(l)$

Ions	Évolution des quantités de matière	
	$V < V_E$	$V > V_E$
NH_4^+	↘	0
HO^-	0	↗
Na^+	↗	↗

- Avant l'équivalence, tout se passe comme si, dans le bécher un ion NH_4^+ est remplacé par un ion sodium Na^+ . $\lambda(NH_4^+) > \lambda(Na^+)$, donc la pente est négative, mais en valeur absolue cette pente est faible.

- Après l'équivalence, la courbe est une droite de pente positive car les ions Na^+ et HO^- s'accroissent dans le bécher.

L'équation 1 est donc associée au graphe 3.

2. $CH_3CO_2H(aq) + HO^-(aq) \rightarrow CH_3CO_2^-(aq) + H_2O(l)$

Ions	Évolution des quantités de matière	
	$V < V_E$	$V > V_E$
HO^-	0	↗
Na^+	↗	↗
$CH_3CO_2^-$	↗	↗

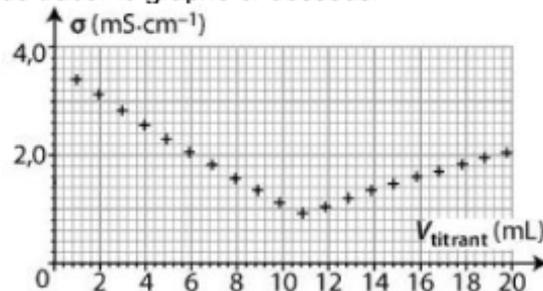
- Avant l'équivalence, la courbe est une droite de pente positive car les ions Na^+ et $\text{CH}_3\text{CO}^{2-}$ s'accumulent dans le bécher.
 - Après l'équivalence, la courbe est une droite de pente positive car les ions Na^+ et HO^- s'accumulent dans le bécher. Comme HO^- est plus conducteur que $\text{CH}_3\text{CO}^{2-}$ la pente après l'équivalence est plus grande.
- L'équation 2 est donc associée au graphe 1 .



Ions	Évolution des quantités de matière	
	$V < V_E$	$V > V_E$
H_3O^+	↘	0
HO^-	0	↗
Na^+	↗	↗

- Avant l'équivalence, tout se passe comme si, dans le bécher, un ion H_3O^+ est remplacé par un ion sodium Na^+ . $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) \gg \lambda(\text{Na}^+)$, donc la pente est négative.
 - Après l'équivalence, la courbe est une droite de pente positive car les ions Na^+ et HO^- s'accumulent dans le bécher.
- L'équation 3 est donc associée au graphe 2.

Exercice 34 : Une solution d'acide chlorhydrique est titrée par une solution d'hydroxyde de sodium. Le titrage suivi par conductimétrie permet de tracer le graphe ci-dessous.



L'équation de la réaction support du titrage est : $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Données : Conductivités molaires ioniques λ (en $\text{mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$) à 25°C : $\lambda(\text{Na}^+) = 5,0$; $\lambda(\text{HO}^-) = 20,0$; $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35,0$; $\lambda(\text{Cl}^-) = 7,6$.

- Interpréter qualitativement le changement de la pente observé.

Les ions présents au cours du titrage sont : H_3O^+ , Cl^- , Na^+ et HO^- .

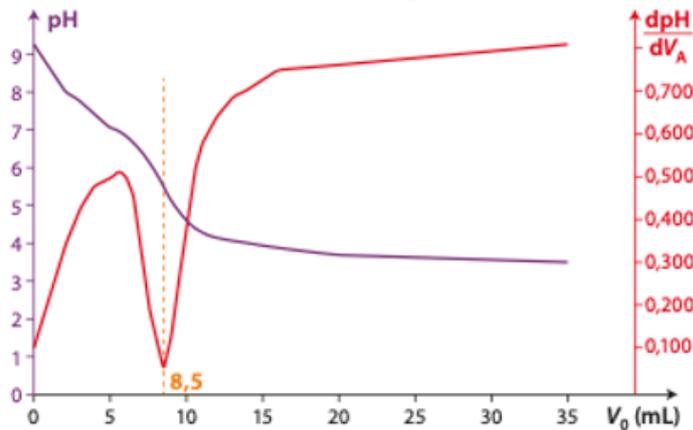
Ions	Évolution des quantités de matière	
	$V < V_E$	$V > V_E$
H_3O^+	↘	0
Cl^-	=	=
Na^+	↗	↗
HO^-	0	↗

- Avant l'équivalence, la courbe est une droite de pente négative car tout se passe comme si, dans le bécher un ion H_3O^+ fort conducteur est remplacé par un ion sodium Na^+ moins conducteur.
- Après l'équivalence, la courbe est une droite de pente positive car les ions Na^+ et HO^- s'accumulent dans le bécher.

Correction préparation à l'ECE :

Préparation à l'ECE

1. On trace la courbe $\text{pH} = f(V_A)$, par la méthode de la dérivée, on détermine le volume équivalent $V_E = 8,5 \text{ mL}$.



À l'équivalence $n(\text{HCO}_3^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$

soit $n(\text{HCO}_3^-) = C_A \times V_E = 5,00 \times 10^{-3} \times 8,5 \times 10^{-3} = 4,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

La quantité d'ions hydrogénocarbonate contenue dans la pastille est égale à $4,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

2. Quelques exemples de sources d'erreur :

- pertes de matière lors du transvasement du mortier au bécher ;
- lecture des volumes de solution d'acide versée ;
- détermination du volume équivalent.

3. La quantité d'ions sodium contenue dans une pastille est égale à :
 $n(\text{Na}^+) = n(\text{HCO}_3^-) = 4,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$ et donc la masse de sodium est égale à :

$$m(\text{Na}) = n(\text{Na}^+) \times M(\text{Na}) = 9,8 \times 10^{-4} \text{ g}$$

Pour la consommation de trois pastilles, la masse la masse de sodium est égale à $2,9 \times 10^{-3} \text{ g} = 3 \text{ mg}$. Quelque soit le régime hyposodé, il est possible de consommer une pastille après chaque repas.