

Dosage d'une solution d'acide chlorhydrique par titrage conductimétrique

- **But du TP :** Déterminer la concentration molaire d'une solution d'acide chlorhydrique en réalisant un dosage par titrage conductimétrique.

I- Premières notions sur les dosages

Doser une espèce chimique dans un échantillon consiste à déterminer la masse, la quantité de matière et/ou la concentration molaire de cette espèce chimique dans l'échantillon. C'est une opération de très grande importance dans de nombreux secteurs comme l'environnement (contrôle de la qualité d'une eau ou de l'air), l'agroalimentaire (contrôle des pesticides...), la pharmacie (composition d'un médicament) ...

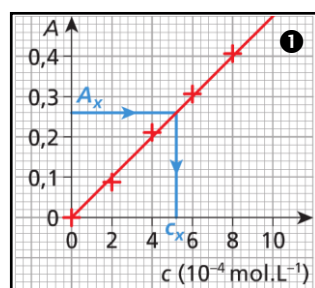
1) Les deux types de dosages

a/ Les dosages par ETALONNAGE

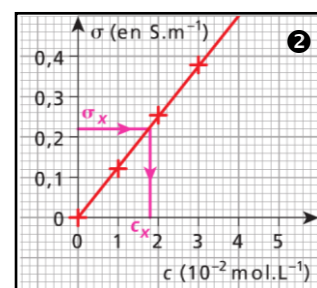
Cette méthode consiste à réaliser une gamme de solutions étalons contenant la même espèce chimique que celle étudiée à des concentrations connues. Pour chaque solution étalon, on mesure alors une grandeur caractéristique comme son absorbance (dosage spectrophotométrique), sa conductivité (dosage conductimétrique) ...

En reportant l'évolution de cette grandeur physique en fonction de la concentration de l'espèce étudiée, on obtient une courbe d'étalonnage : pour des solutions diluées, on obtient généralement des droites, conformément aux lois de Beer-Lambert (absorbance, graphe ①) et de Kohlraush (conductance ou conductivité, graphe ②).

La mesure de cette même grandeur physique dans l'échantillon à doser permet d'obtenir la concentration par simple lecture graphique et ce, sans détruire l'espèce chimique étudiée : le dosage par étalonnage est donc une **méthode NON DESTRUCTIVE**.



Etalonnage
spectrophotométrique



Etalonnage
conductimétrique

b/ Les dosages par TITRAGE

Un dosage par titrage s'appuie sur une réaction chimique entre l'espèce à doser (également appelée « réactif titré ») et une autre espèce appelée le réactif titrant ; contrairement à un dosage par étalonnage, le dosage par TITRAGE est une **méthode DESTRUCTIVE**.

La réaction mise en jeu doit être :

- ♦ **TOTALE** : l'espèce à doser ne doit plus être présente à l'issue du dosage : **pour cela, on estime que la constante d'équilibre de la réaction de dosage doit être supérieure à 10^3** ;
- ♦ **RAPIDE** : la réaction entre l'espèce à doser et le réactif titrant doit être quasi-instantanée ;
- ♦ **UNIQUE** : le réactif titrant ne doit réagir qu'avec une seule espèce (l'espèce à doser), sauf dans quelques cas.

Considérons une réaction entre un réactif titré (A) et un réactif titrant (B) régissant selon l'équation : $\alpha A + \beta B \rightarrow \text{produits}$.

En pratique, un volume V_A de réactif titré (de concentration C_A inconnue) est prélevé avec précision (donc avec une pipette) et introduit dans un bécher ; le réactif titrant (de concentration C_B connue) est placé dans une burette pour être progressivement ajouté sur le réactif titré. **Le titrage se déroule alors en 3 parties :**

♦ Première partie du titrage :

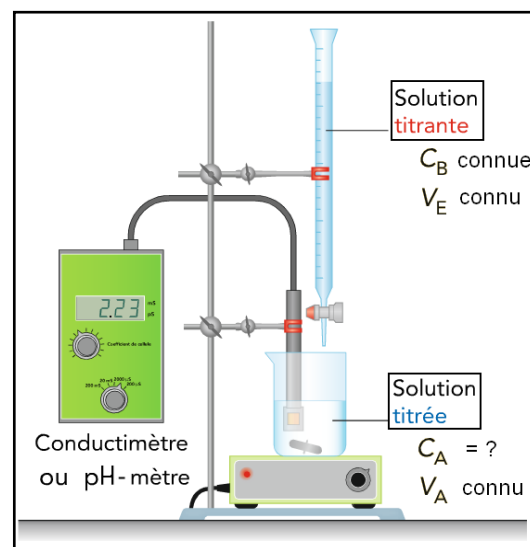
Le volume de réactif titrant (B) versé sur le réactif titré (A) n'est pas suffisant pour détruire la totalité du réactif titré (A) ; autrement dit, **avant l'équivalence, le réactif titrant (B) est le réactif limitant**.

♦ Deuxième partie du titrage : l'EQUIVALENCE

C'est le moment le plus important du titrage. **A l'équivalence, les réactifs titrant et titré sont introduits en proportions stœchiométriques** : ils sont alors tous les deux entièrement consommés.

Si on note V_E le volume de réactif titrant (B) versé à l'équivalence, on a alors les relations suivantes :

$$\frac{n_A(\text{dosé})}{\alpha} = \frac{n_B(\text{versé})}{\beta} \Leftrightarrow \frac{C_A \times V_A}{\alpha} = \frac{C_B \times V_E}{\beta}$$



On se rend donc compte qu'on peut accéder la valeur de C_A , à condition qu'on puisse évidemment repérer avec suffisamment de précision l'équivalence et son volume V_E qui la caractérise. Une première technique permettant d'y parvenir sera développée dans ce TP et d'autres seront vues dans les TP suivants.

♦ Troisième partie du titrage :

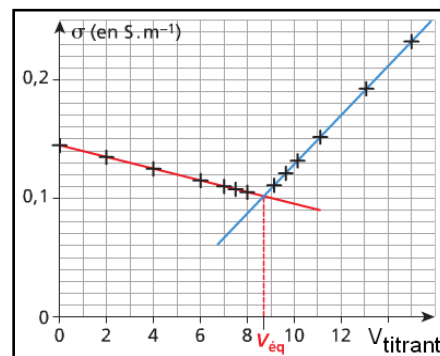
A l'équivalence, on a détruit la totalité du réactif titré (A). Autrement dit, le réactif titrant (B) qu'on verse à partir de l'équivalence s'accumule dans le bécher, sans être détruit. On peut donc dire **qu'après l'équivalence, le réactif titrant (B) est en excès** (ou que le réactif titré (A) est le réactif limitant).

2) Une première méthode de suivi pour les dosages par titrage

Il existe différentes techniques pour repérer l'équivalence d'un titrage avec précision : c'est le **suivi conductimétrique** qui sera évoqué dans ce TP.

La conductimétrie étant une technique basée sur la détection des ions, ce type de suivi est recommandé **si la réaction de titrage fait intervenir des ions** dont les concentrations varient au cours du titrage.

Si le volume de solution présent dans le bécher est très grand devant le volume de solution titrante versé à l'équivalence, le graphique représentant l'évolution de la conductance ou de la conductivité du mélange en fonction du volume de réactif titrant versé est modélisable par deux portions de droite : une première avant l'équivalence et une seconde, de pente différente, après l'équivalence (cette différence de pente peut s'interpréter en étudiant les variations des concentrations des ions sur chaque partie du titrage) ; de ce fait, **on repèrera l'équivalence par une rupture de pente**.



On rajoute toujours un grand volume d'eau (≈ 100 mL) au contenu du bécher de dosage pour négliger l'effet de la dilution engendré par l'ajout de réactif titrant dans le mélange. De plus, on verse le réactif titrant millilitre par millilitre : il est alors impossible de rater l'équivalence !!!

II- ETUDE EXPERIMENTALE

1) La réaction étudiée et sa méthode de suivi

On dispose dans ce TP d'une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$, $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) de concentration molaire en soluté apporté C_A inconnue. On souhaite la doser par une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$, $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$) de concentration molaire en soluté apporté $C_B = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$.

La réaction mise en jeu sera une réaction acido-basique au cours de laquelle les ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ vont perdre un proton H^+ qui sera récupéré par les ions hydroxyde $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$. Les ions chlorure et sodium sont quant à eux spectateurs.

1- Ecrire l'équation chimique qui sera le support de la réaction de titrage décrite ci-dessus (ne pas faire apparaître les espèces chimiques spectatrices). Quel est le réactif titrant ? le réactif titré ?

Le suivi du titrage se fera par conductimétrie : à chaque ajout de la solution titrante sur la solution titrée, on relèvera ainsi la conductivité σ du mélange réactionnel.

2- Justifier que la conductivité du mélange ne sera pas nulle puis expliquer pourquoi celle-ci va effectivement varier au fur et à mesure qu'on va verser la solution titrante sur la solution titrée.

2) Mise en place du dispositif expérimental

• Préparation de la burette graduée :

Placer la solution titrante dans la burette graduée et faire le zéro en éliminant les éventuelles bulles d'air.

• Préparation du bécher de titrage :

A l'aide du matériel disponible, prélever précisément $V_A = 20,0 \text{ mL}$ de la solution à doser puis les verser dans un bécher de 250 mL.

Rajouter un grand volume d'eau, au moins jusqu'à la graduation 150 mL du bécher.

Disposer le bécher muni d'un barreau aimanté sur un agitateur magnétique et placer l'ensemble sous la burette graduée.

• Préparation du conductimètre :

Prendre une cellule conductimétrique sur la paillasse centrale puis la brancher délicatement et sans forcer sur le câble relié à l'arrière du conductimètre.

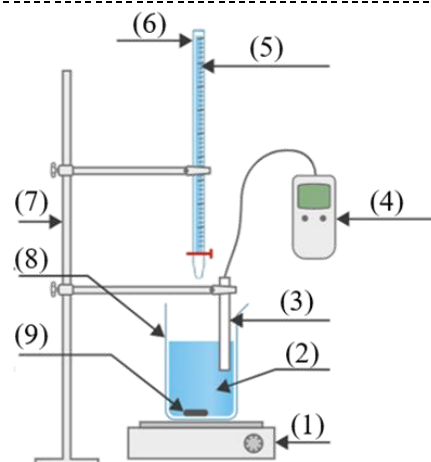
Rincer abondamment la cellule conductimétrique à l'eau distillée et **ne pas l'essuyer**.

✎ Fixer la sonde conductimétrique sur un support puis l'immerger dans le bécher contenant l'acide chlorhydrique **en veillant à ce que le barreau aimanté ne la touche pas** !

✎ Mettre en marche le conductimètre puis appuyer sur une des touches du clavier : un écran de mesure en mode CONTINU apparaît. Il est normalement inutile d'étalonner le conductimètre quand on réalise un titrage conductimétrique.

✎ 3- Indiquer la signification des légendes (1) à (9) ci-dessous :

- (1)
- (2)
- (3)
- (4)
- (5)
- (6)
- (7)
- (8)
- (9)



3) Mesures expérimentales et traitement

✎ Relever la première valeur de conductivité indiquée par le conductimètre (pour un volume $V_{\text{titrant}} = 0$).

✎ Verser $V_B = 1,00$ mL de réactif titrant dans le bécher puis, après stabilisation de la conductivité indiquée par le conductimètre, relever sa valeur.

✎ Répéter le processus précédent jusqu'à avoir versé au total $V_B = 20,00$ mL de réactif titrant dans le bécher. On regroupera les résultats au fur et à mesure dans le fichier Python ci-dessous, envoyé par mail par votre professeur.

✎ 4- Copier/coller puis compléter la **1^{ère} partie du programme Python** envoyé par mail ainsi que dans les différents cadres ci-dessous en vous référant éventuellement aux différentes consignes déjà vues dans les TP précédents. **ATTENTION AUX UNITES !!!**

Importation des bibliothèques utiles :

```
import numpy as np          # Pour faire des calculs, des tableaux
import matplotlib.pyplot as plt  # Pour créer des graphiques
```

Tableaux de données expérimentales :

```
V = .....                # Volume de réactif titrant versé (en mL)
Sigma = .....             # Conductivités (en .....)
```

Tracé du graphique Sigma = f(V) avec des croix bleues :

```
.....                # Choix de l'abscisse, de l'ordonnée et du style de points
.....                # Titre du graphique
.....                # Titre de l'axe des abscisses
.....                # Titre de l'axe des ordonnées
plt.show()            # Affichage du graphique
```

✎ 5- Exécuter cette première partie du programme et reproduire l'allure de la répartition du nuage de points sur le graphique ci-contre.

✎ 6- Quels points expérimentaux semblent aligner selon une première droite ? Pour la programmation Python qui va suivre, les identifier par leur RANG (**Attention** : la première mesure correspond au rang 0 et que la n-ième mesure correspond au rang n-1).

✎ 7- Même question pour les points expérimentaux semblant alignés selon une deuxième droite.

✎ 8- Copier/coller puis compléter la **2^{ème} partie du programme Python** ainsi que dans les différents cadres ci-dessous.



Programme pour avoir un quadrillage adapté sur le graphique :

```
from matplotlib.ticker import MultipleLocator # Importation de l'outil permettant d'afficher un quadrillage complet
plt.gca().xaxis.set_major_locator(MultipleLocator(2)) # Espacement des lignes verticales principales tous les 2 mL
plt.gca().xaxis.set_minor_locator(MultipleLocator(0.25)) # Espacement des lignes verticales secondaires tous les 0,25 mL
plt.grid(which='major', axis='x', color='black') # Tracé d'un quadrillage principal en noir sur l'axe des abscisses
plt.grid(which='minor', axis='x', color='grey', linestyle='dashed') # Tracé d'un quadrillage secondaire en gris sur l'axe des abscisses
plt.grid(which='major', axis='y', color='black') # Tracé d'un quadrillage principal en noir sur l'axe des ordonnées
```

Modélisation de la PREMIERE PARTIE du graphique par une droite verte + Tracé :

```
p=np.polyfit(V[ ..... : ..... ],Sigma[ ..... : ..... ],1) # Régression linéaire de Sigma 1 en fonction de V
# (On renseigne dans les crochets le rang du premier et du dernier point expérimental faisant partie de la droite)
Sigma1 = p[0]*V + p[1] # Expression de Sigma 1 en fonction de V
plt.plot(V,Sigma1,color='green',label="Avant l'équivalence") # Tracé en vert de Sigma 1 en fonction de V + Légende
```

Modélisation de la DEUXIEME PARTIE du graphique par une droite orange + Tracé :

```
q=np.polyfit(V[ ..... : ..... ],Sigma[ ..... : ..... ],1) # Régression linéaire de Sigma 2 en fonction de V
# (On renseigne dans les crochets le rang du premier et du dernier point expérimental faisant partie de la droite)
Sigma2 = q[0]*V + q[1] # Expression de Sigma 2 en fonction de V
plt.plot(V,Sigma2,color='orange',label="Après l'équivalence") # Tracé en orange de Sigma 2 en fonction de V + Légende
```

- 9- Exécuter le programme puis reproduire l'allure du graphique à la question 5-. Repérer notamment la valeur V_E de l'abscisse du point de croisement des deux droites en zoomant éventuellement sur le graphique.

III- EXPLOITATION DES RESULTATS EXPERIMENTAUX

1) Détermination de la concentration inconnue et de son incertitude

Le point de croisement des deux droites relevé précédemment correspond à l'EQUIVALENCE du dosage.

- 10- A partir de la définition de l'EQUIVALENCE donnée dans la partie I-1.b) et de l'équation chimique écrite à la question 1-, déterminer la relation qui existe entre la quantité de matière $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{dosés}}$ d'ions oxonium dosés et la quantité de matière $n(\text{HO}^-)_{\text{versés}}$ d'ions hydroxyde versés à ce moment particulier du dosage.
- 11- En déduire la relation qui existe entre la concentration molaire C_A de l'acide chlorhydrique dosé, le volume V_A d'acide chlorhydrique dosé, la concentration molaire C_B de l'hydroxyde de sodium versé et le volume V_E d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence.
- 12- En déduire la valeur de la concentration molaire C_A de l'acide chlorhydrique dosé.

La valeur de C_A a été obtenue en faisant un calcul à partir de V_A (qui admet une incertitude $u(V_A)$), de V_E (qui admet une incertitude $u(V_E)$) et de C_B (dont on néglige l'incertitude $u(C_B)$). La valeur de C_A admet donc une incertitude $u(C_A)$ que nous allons calculer à l'aide de la **3^{ème} partie du programme Python** envoyé par mail.

Calcul des incertitudes :

```
VE = ..... # Volume VE de solution titrante versé à l'équivalence (en mL) : voir question 9-
VA = ..... # Volume VA de solution titrée d'acide chlorhydrique (en mL)
CA = ..... # Concentration molaire expérimentale CA de la solution titrée : voir question 12-
u_VA = ..... /np.sqrt(3) # Incertitude sur le volume VA (en mL) : voir question 13-
u_VE = np.sqrt(2*((.....)/(2*np.sqrt(3)))**2+((.....)/np.sqrt(3))**2+((.....)/(2*np.sqrt(3)))**2) # Incertitude sur le volume VE (en mL)
# voir question 14-
u_CA = CA*np.sqrt(((.....)**2+((.....)**2)) # Incertitude sur la concentration molaire expérimentale CA (en mol/L)
# voir question 15-
print('Incertitude sur CA (en mol/L) = ', u_CA) # Affichage de la valeur de l'incertitude u_CA (en mol/L)
```

- 13- Relever la précision de la pipette jaugée ayant servi à prélever V_A . En déduire comment calculer $u(V_A)$. Compléter alors la ligne correspondante du programme Python.

- 14- L'incertitude $u(V_E)$ sur le volume équivalent est donnée par l'expression ci-dessous :

$$u(V_E) = \sqrt{2 \times \left(\frac{\text{graduation burette}}{2\sqrt{3}} \right)^2 + \left(\frac{\text{tolérance burette}}{\sqrt{3}} \right)^2 + \left(\frac{\text{graduation axe horizontal du graphique}}{2\sqrt{3}} \right)^2}$$

Dans cette formule, que valent « graduation burette », « tolérance burette » et « graduation axe horizontal du graphique » ? Compléter alors la ligne correspondante du programme Python.

- 15- D'après l'expression de C_A obtenue à la question 11- et en négligeant l'incertitude $u(C_B)$ sur la concentration molaire C_B de la solution titrante, établir l'expression de l'incertitude $u(C_A)$ en fonction de C_A , V_E , V_A , $u(V_E)$ et $u(V_A)$. Compléter alors la ligne correspondante du programme Python.

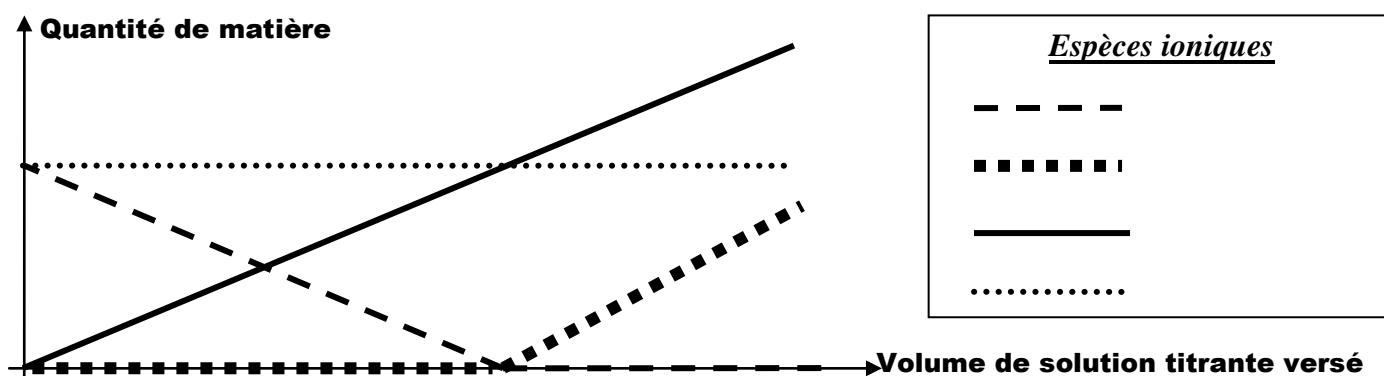
Rappel :

Produit	$G = X \times Y$	$u(G) = G \times \sqrt{\left(\frac{u(X)}{x}\right)^2 + \left(\frac{u(Y)}{y}\right)^2}$
Rapport	$G = \frac{X}{Y}$	

- 16- Copier/coller puis compléter la 3^{ème} partie du programme Python. Exécuter celui-ci puis annoncer la valeur de C_A en l'accompagnant de son incertitude-type $u(C_A)$ avec un nombre de chiffres significatifs adapté.
- 17- La valeur théorique de la concentration C_A est égale à $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer l'écart normalisé entre cette valeur et la valeur que vous avez obtenue expérimentalement. Commenter.

2) Justification de l'allure du graphique $\sigma = f(V_{\text{titrant}})$

Le graphique ci-dessous représente l'évolution de la quantité de matière des différents ions présents dans le mélange réactionnel en fonction du volume de solution titrante versé.



- 18- Légender le graphique ci-dessus en attribuant une espèce ionique à chaque courbe. Justifier succinctement.
- 19- Légender le graphique en y indiquant où se trouve le volume équivalent V_E .

En négligeant l'effet de la dilution lié à l'ajout de réactif titrant, on admettra dans la suite que le graphique représentant les concentrations molaires des ions en fonction du volume de solution titrante versé a la même allure que le graphique précédent.

- 20- **A SAVOIR !** Quelle précaution a été prise pour négliger l'effet de la dilution lié à l'ajout de réactif titrant ? Répondre en repérant une ligne bien précise du protocole expérimental du II-2).

Conformément à la loi de Kohlrausch, la variation de la conductivité σ d'une solution dépend de la variation de concentration des ions qu'elle contient. L'analyse du graphique précédent va donc permettre de justifier l'allure du graphique $\sigma = f(V_{\text{titrant}})$ tracé dans la partie II-.

21- AVANT l'équivalence :

- Quels sont les seuls ions dont la concentration varie ? Indiquer si leur concentration augmente ou diminue.
- On peut dire que « tout se passe comme si l'un de ces ions remplaçait l'autre ». Réécrire cette phrase en indiquant quel ion remplace quel autre.
- A l'aide de la table de conductivités molaires ioniques de la **Fiche Technique 07**, comparer la conductivité molaire ionique λ des deux ions évoqués en a) et en b).
- Expliquer alors l'évolution de la conductivité σ du mélange réactionnel avant l'équivalence.

22- APRES l'équivalence :

- Quels sont les seuls ions dont la concentration varie ? Indiquer si leur concentration augmente ou diminue.
- Expliquer alors l'évolution de la conductivité σ du mélange réactionnel après l'équivalence.

POUR ALLER PLUS LOIN : Expressions théoriques des équations de droite du graphique $\sigma = f(V_{\text{titrant}})$

Le mélange réactionnel étudié est constitué :

- d'un volume V_A d'acide chlorhydrique contenant des ions H_3O^+ et des ions Cl^- à la concentration C_A : il y a donc initialement la même quantité de matière $C_A \cdot V_A$ d'ions H_3O^+ et d'ions Cl^- ;
- d'un volume V_B d'hydroxyde de sodium contenant des ions HO^- et des ions Na^+ à la concentration C_B : il y a donc initialement la même quantité de matière $C_B \cdot V_B$ d'ions HO^- et des ions Na^+ ;
- d'un grand volume V_{eau} d'eau.

Comme il y a une réaction entre les ions H_3O^+ titrés et les ions HO^- titrants, les quantités de matière finales de ces ions seront différentes à chaque ajout de réactif titrant (voir tableau d'avancement ci-dessous). En revanche, les quantités de matière des ions Na^+ et Cl^- ne varient pas puisque ce sont des ions spectateurs.

Tableau d'avancement (en mol)	Equation chimique			Espèces spectatrices	
	$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$	+	$\text{HO}^-_{(\text{aq})}$	\rightarrow	$2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{e})}$
Etat INITIAL	$C_A \cdot V_A$		$C_B \cdot V_B$		Solvant
Etat FINAL	$C_A \cdot V_A - \xi_{\text{max}}$		$C_B \cdot V_B - \xi_{\text{max}}$		Solvant

AVANT l'équivalence : $V_B < V_E$

Avant l'équivalence, le volume V_B de réactif titrant HO^- qui est versé n'est pas suffisant pour détruire la totalité du réactif titré H_3O^+ . Par conséquent, **le réactif titrant HO^- constitue le réactif limitant** et est entièrement consommé dans l'état final. On a donc la relation : $C_B \cdot V_B - \xi_{\text{max}} = 0$, soit $\xi_{\text{max}} = C_B \cdot V_B$.

L'état final contient donc : $n_F(\text{H}_3\text{O}^+) = C_A \cdot V_A - C_B \cdot V_B$; $n_F(\text{HO}^-) = 0$; $n_F(\text{Cl}^-) = C_A \cdot V_A$; $n_F(\text{Na}^+) = C_B \cdot V_B$;

D'après la loi de Kohlrausch, la conductivité du mélange réactionnel s'écrit :

$$\sigma_{\text{AVANT}} = \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) \times [\text{H}_3\text{O}^+]_F + \lambda(\text{HO}^-) \times [\text{HO}^-]_F + \lambda(\text{Cl}^-) \times [\text{Cl}^-]_F + \lambda(\text{Na}^+) \times [\text{Na}^+]_F$$

$$\sigma_{\text{AVANT}} = \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) \times \frac{C_A V_A - C_B V_B}{V_A + V_B + V_{\text{eau}}} + \lambda(\text{HO}^-) \times 0 + \lambda(\text{Cl}^-) \times \frac{C_A V_A}{V_A + V_B + V_{\text{eau}}} + \lambda(\text{Na}^+) \times \frac{C_B V_B}{V_A + V_B + V_{\text{eau}}}$$

Le volume d'eau introduit étant très grand devant V_A et V_B , on peut écrire que $V_A + V_B + V_{\text{eau}} \approx V_{\text{eau}}$.

$$\sigma_{\text{AVANT}} = \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) \times \frac{C_A V_A - C_B V_B}{V_{\text{eau}}} + \lambda(\text{Cl}^-) \times \frac{C_A V_A}{V_{\text{eau}}} + \lambda(\text{Na}^+) \times \frac{C_B V_B}{V_{\text{eau}}}$$

$$\sigma_{\text{AVANT}} = \underbrace{\frac{C_B V_B}{V_{\text{eau}}} \times [\lambda(\text{Na}^+) - \lambda(\text{H}_3\text{O}^+)]}_{\text{Constante A négative}} \times V_B + \underbrace{[\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) + \lambda(\text{Cl}^-)] \times \frac{C_A V_A}{V_{\text{eau}}}}_{\text{Constante B}}$$

car $\lambda(\text{Na}^+) = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1} < \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 3,5 \cdot 10^{-2} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$

Avant l'équivalence, on a donc $\sigma = A \times V_B + B$ avec $A < 0$: le graphique $\sigma = f(V_B)$ peut donc être modélisé par une **droite de coefficient directeur négatif**.

APRES l'équivalence : $V_B > V_E$

Après l'équivalence, le volume V_B de réactif titrant HO^- qui est versé a dépassé la quantité suffisante pour détruire la totalité du réactif titré H_3O^+ . Par conséquent, **le réactif titré H_3O^+ constitue le réactif limitant** et est entièrement consommé dans l'état final. On a donc la relation : $C_A \cdot V_A - \xi_{\text{max}} = 0$, soit $\xi_{\text{max}} = C_A \cdot V_A$.

L'état final contient donc : $n_F(\text{H}_3\text{O}^+) = 0$; $n_F(\text{HO}^-) = C_B \cdot V_B - C_A \cdot V_A$; $n_F(\text{Cl}^-) = C_A \cdot V_A$; $n_F(\text{Na}^+) = C_B \cdot V_B$;

D'après la loi de Kohlrausch, la conductivité du mélange réactionnel s'écrit :

$$\sigma_{\text{APRES}} = \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) \times [\text{H}_3\text{O}^+]_F + \lambda(\text{HO}^-) \times [\text{HO}^-]_F + \lambda(\text{Cl}^-) \times [\text{Cl}^-]_F + \lambda(\text{Na}^+) \times [\text{Na}^+]_F$$

$$\sigma_{\text{APRES}} = \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) \times 0 + \lambda(\text{HO}^-) \times \frac{C_B V_B - C_A V_A}{V_A + V_B + V_{\text{eau}}} + \lambda(\text{Cl}^-) \times \frac{C_A V_A}{V_A + V_B + V_{\text{eau}}} + \lambda(\text{Na}^+) \times \frac{C_B V_B}{V_A + V_B + V_{\text{eau}}}$$

Le volume d'eau introduit étant très grand devant V_A et V_B , on peut écrire que $V_A + V_B + V_{\text{eau}} \approx V_{\text{eau}}$.

$$\sigma_{\text{APRES}} = \lambda(\text{HO}^-) \times \frac{C_B V_B - C_A V_A}{V_{\text{eau}}} + \lambda(\text{Cl}^-) \times \frac{C_A V_A}{V_{\text{eau}}} + \lambda(\text{Na}^+) \times \frac{C_B V_B}{V_{\text{eau}}}$$

$$\sigma_{\text{APRES}} = \underbrace{\frac{C_B V_B}{V_{\text{eau}}} \times [\lambda(\text{HO}^-) + \lambda(\text{Na}^+)]}_{\text{Constante A positive}} \times V_B + \underbrace{[\lambda(\text{Cl}^-) - \lambda(\text{HO}^-)] \times \frac{C_A V_A}{V_{\text{eau}}}}_{\text{Constante B}}$$

Après l'équivalence, on a donc $\sigma = A \times V_B + B$ avec $A > 0$: le graphique $\sigma = f(V_B)$ peut donc être modélisé par une **droite de coefficient directeur positif**.