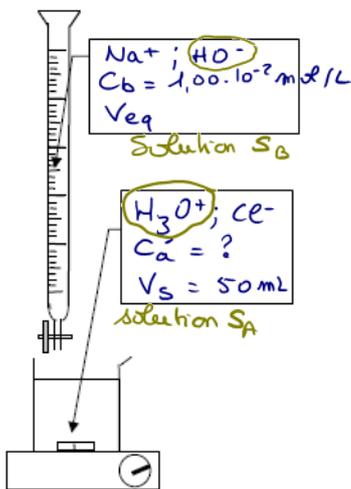




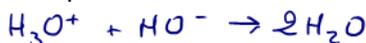
**Différentes techniques en chimie
ECE Chimie**

Première partie : un classique

Dosage/titrage d'une solution S_0 d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 1,00 \cdot 10^{-2}$ mol/L



Ecrire l'équation de la réaction :



Réaction support dosage
 - rapide
 - unique
 - totale

Quelle est la relation entre les concentrations des 2 réactifs (Produit ionique de l'eau K_e) ?

$$K_e = [H_3O^+]_{eq} \times [HO^-]_{eq}$$

Compléter le schéma ci-contre avec les 2 solutions pour effectuer le dosage.

La solution dosée est 10 fois trop concentrée, c'est-à-dire la solution



On veut préparer $V_s = 50$ mL de la solution à titrer.

MAISON

Calcul de V_p pour réaliser la dilution :

$m_{prélevée} = m_{médiane}$
 $S_A \quad S_A$
 $\Rightarrow C_a \times V_p = C'_a \times V_s$

$\Rightarrow V_p = \frac{C'_a \times V_s}{C_a}$ avec $C_a = 10 \times C'_a$
 $\Rightarrow V_p = \frac{C'_a \times V_s}{10 \times C'_a} = \frac{V_s}{10} = \frac{50}{10} = 5,0$ mL

Protocole de la dilution :

- Prélever 5,0 mL de la solution mère avec une pipette graduée de 5,0 mL
- Verser ce volume dans une fiole graduée de 50,0 mL
- Ajouter de l'eau distillée jusqu'au 2/3 et mélanger
- Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

- Réalisez cette dilution.

- Préparez le dispositif expérimental avec la solution titrante dans la burette et $V_s = 20$ mL de la solution S diluée à titrer de concentration C_s dans le bécher. **Trois techniques sont possibles**

	Colorimétrie	pHmétrie	conductimétrie											
Formules autour de ces techniques	Un indicateur coloré est un couple acido-basique IndH/Ind- avec $pH = pK_a + \log \frac{[Ind^-]_{eq}}{[HInd]_{eq}}$ Domaine de prédominance	$[H_3O^+] = C^0 \times 10^{-pH}$ ou $pH = -\log \left(\frac{[H_3O^+]}{C^0} \right)$	$\sigma = \sum \lambda_i \cdot [X_i]$ ici $\sigma = \lambda_{Na^+} [Na^+] + \lambda_{HO^-} [HO^-] + \lambda_{Cl^-} [Cl^-] + \lambda_{H_3O^+} [H_3O^+]$											
Questions classiques <i>le pH à l'équivalence est de 7</i> <i>l'équivalence est de 7 de BBT a sa zone de virage comprise entre 6,0 - 7,6</i>	le pH à l'équivalence est autour de 7 : Choisir le bon indicateur coloré. <table border="1"> <thead> <tr> <th>Indicateur coloré</th> <th>Zone virage</th> <th>Couleurs</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Hélianthine (orange de méthyle)</td> <td>3,1 - 4,4</td> <td>Rouge - orange</td> </tr> <tr> <td>Bleu de bromothymol</td> <td>6,0 - 7,6</td> <td>Jaune - bleu</td> </tr> <tr> <td>Phénolphaléine</td> <td>8,2 - 10,5</td> <td>Incolore - rouge</td> </tr> </tbody> </table> Ici :	Indicateur coloré	Zone virage	Couleurs	Hélianthine (orange de méthyle)	3,1 - 4,4	Rouge - orange	Bleu de bromothymol	6,0 - 7,6	Jaune - bleu	Phénolphaléine	8,2 - 10,5	Incolore - rouge	Pour immerger totalement la sonde, il est possible d'ajouter de l'eau distillée. Pourquoi l'ajout d'eau ne change pas le résultat du dosage ? <i>l'ajout d'eau modifie les [] mais pas les quantités</i> - σ (conductivité) est modifiée mais pour le dosage - pH : le V_{eq} reste le même Définir l'équivalence : des réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques
Indicateur coloré	Zone virage	Couleurs												
Hélianthine (orange de méthyle)	3,1 - 4,4	Rouge - orange												
Bleu de bromothymol	6,0 - 7,6	Jaune - bleu												
Phénolphaléine	8,2 - 10,5	Incolore - rouge												
		Quelle est la relation entre	$\frac{n_{H_3O^+}}{1} = \frac{n_{HO^-}}{1}$											

MAISON

Pour des raisons de rapidité, nous allons réaliser les 3 techniques en même temps !

Introduire dans le bécher l'indicateur coloré adéquate, la sonde pHmétrique et conductimétrique. Ajouter de l'eau distillée pour que les sondes soient entièrement immergées.

Reporter vous dans le fichier Excel

Résultats

Colorimétrie	pHmétrie	conductimétrie
$V_{eq} = 15,2 \text{ mL}$	$V_{eq} = 15,2 \text{ mL}$ par la méthode des tangentes ou l'extremum des	$V_{eq} = 15,2 \text{ mL}$ par lecture graphique

Remarque : Commenter la courbe $\sigma = f(t)$ avant et après l'équivalence.

- Avant l'équivalence : $[H_3O^+] \downarrow$ (consommé) $[HO^-] = 0$ (réactif limitant) $[Cl^-]$ constante
 $[Na^+] \uparrow$ (versée) $H_3O^+ \rightarrow Na^+$ donc $\sigma \uparrow$
- Après l'équivalence $[H_3O^+] \approx 0$ (réactif limitant) $[HO^-] \uparrow$ (réactif en excès) $[Cl^-]$ constante
 $[Na^+] \uparrow$ (versée) : $\sigma \uparrow$

Calculez la concentration de la solution à titrée :

À l'équivalence $\frac{n_{\text{dozé}}}{1} = \frac{n_{\text{versée}}}{1}$ $\Rightarrow C_a = \frac{C_b V_{eq}}{V_s} = \frac{1,0 \cdot 10^{-2} \times 15,2}{20,0} = 7,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ ← volume dozé dans le bécher

$\Rightarrow C_a \times V_s = C_b \times V_{eq}$ $\Rightarrow C_a = 10 \times C'_a = 10 \times 7,6 \cdot 10^{-3} = 7,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

• Le z-score est un quotient qui compare l'écart entre une valeur obtenue expérimentalement et une valeur de référence, rapporté à l'incertitude de la mesure :

$$z = \frac{|\text{valeur mesurée} - \text{valeur de référence}|}{\text{incertitude de la mesure}}$$

Selon le niveau de confiance que l'on souhaite accorder à l'expérience, il peut être admis comme critère que l'expérience est satisfaisante si $z < 2$.

$$z = \frac{|C_a - C_a(\text{théo})|}{u(C_a)}$$

$C_{\text{théo}} = C_a(\text{théo}) = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

Calculer le Z score : $u(C_a) = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

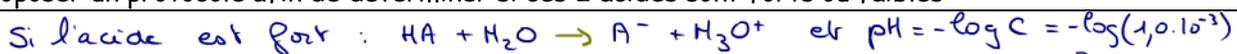
$$= \frac{|7,6 \cdot 10^{-2} - 7,5 \cdot 10^{-2}|}{2 \cdot 10^{-3}} = 0,5 < 2$$

Le niveau de confiance est suffisant pour valider la valeur de C_a

Deuxième partie : Acide fort - Acide faible

Vous disposez de 2 acides sur le bureau: l'acide chlorhydrique de concentration apportée $c_1 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ et l'acide éthanóique de concentration apportée $c_2 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Proposer un protocole afin de déterminer si ces 2 acides sont forts ou faibles :



Protocole

- Verser environ 20 mL des 2 acides dans 2 béchers différents
- Mesurer le pH dans les 2

Conclusion : Si le pH = 3 alors c'est l'acide fort

MAISON

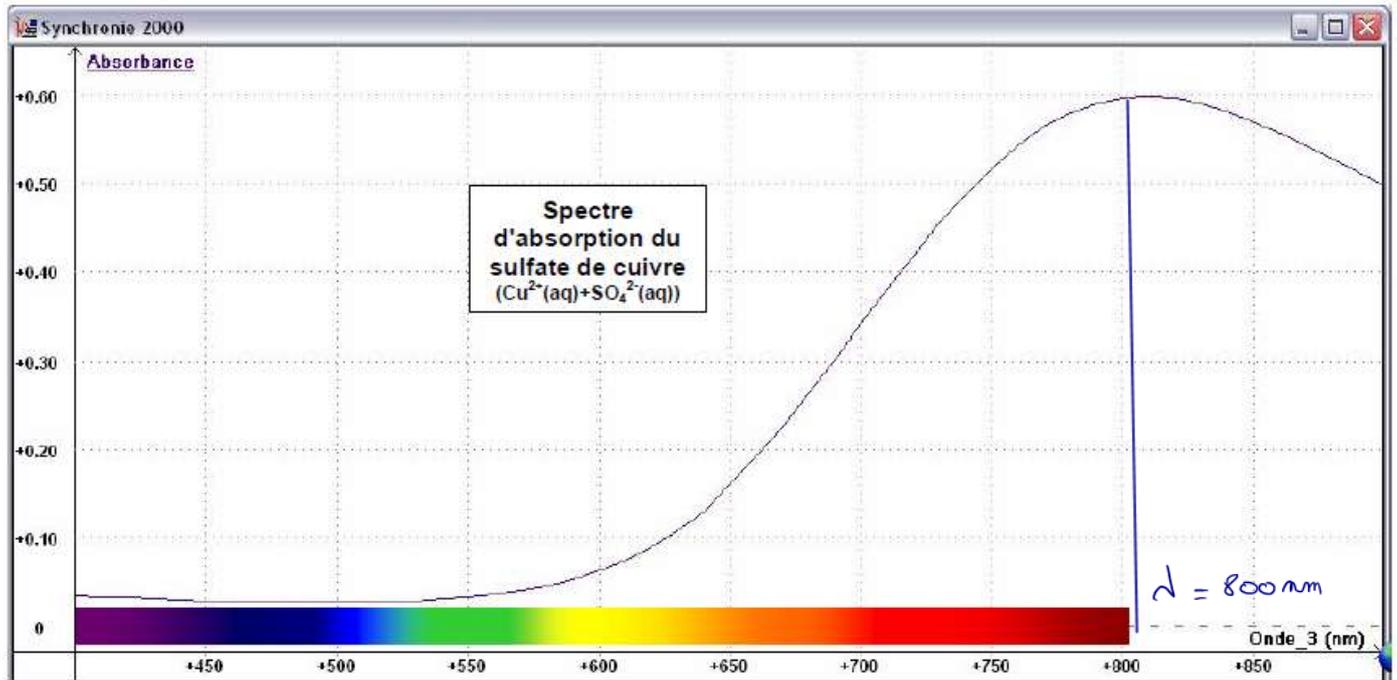
Toute valeur de pH mesurée avec un pH-mètre sera donnée avec une incertitude de 0,1 unité de pH

Troisième partie : Loi de Beer Lambert

L'objectif est de déterminer la concentration molaire d'une solution de sulfate de cuivre $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$.

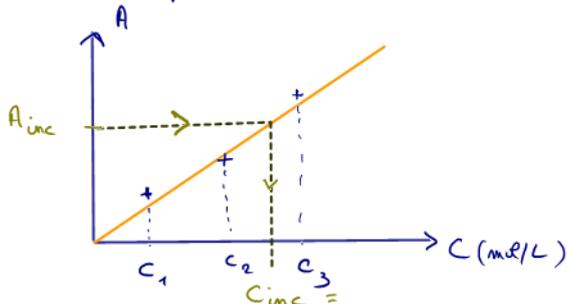
Pour cela vous disposez :

- de 3 solutions de concentration connue de sulfate de cuivre
 $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$, $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$, $C_3 = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$
- De la courbe $A = f(\lambda)$ d'une solution sulfate de cuivre
- Du logiciel EXCEL



Proposez un protocole détaillé et déterminez la concentration molaire de la solution de sulfate de cuivre.

- Régler le spectrophotomètre à la longueur d'onde $\lambda = 800 \text{ nm}$ (longueur d'onde à laquelle l'absorbance de la solution est maximale)
- Mesurer les absorbances des 3 solutions de concentrations connues
- Tracer la courbe d'étalonnage $A = f(C)$ } loi de Beer Lambert
A et C proportionnelles
- Mesurer l'absorbance de la solution de concentration inconnue A_{inc}
- Exploiter la courbe et déterminer la concentration inconnue



MAISON

Quatrième partie : Suivi d'une réaction par spectrophotométrie

Comment estimer la durée nécessaire pour qu'une réaction soit terminée ?



Données :

- Dans cette réaction, le diiode I_2 est la seule espèce colorée en solution. Dans le cas du diiode, l'absorbance est maximale pour une longueur d'onde à $\lambda = 470 \text{ nm}$.

Le mélange réactionnel est composé de $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de solution de peroxydisulfate de sodium ($2Na^+ + S_2O_8^{2-}$) concentration en ion peroxydisulfate $[S_2O_8^{2-}]_i = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de $V_2 = 10,0 \text{ mL}$ de solution d'iodure de potassium ($K^+ + I^-$) de concentration en ion iodure $[I^-]_i = 5,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Proposez un protocole détaillé et déterminez la durée pour laquelle la réaction est supposée terminée.

Déterminez le temps de $\frac{1}{2}$ réaction

Quels sont les facteurs susceptibles d'accélérer la réaction ?

Quel est le réactif pour lequel il serait judicieux d'augmenter sa concentration ?

MAISON

La réaction est totale donc $x_f = x_{max}$

Recherche de x_{max}

$$\begin{cases} n_{S_2O_8^{2-}}^f = n_{S_2O_8^{2-}}^i - x_{max} = 0 \\ n_{I^-}^f = n_{I^-}^i - 2x_{max} = 0 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} x_{max} = n_{S_2O_8^{2-}}^i = [S_2O_8^{2-}]_i \times V_1 = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3} \\ x_{max} = \frac{n_{I^-}^i}{2} = \frac{[I^-]_i \times V_2}{2} = \frac{5,0 \cdot 10^{-1} \times 10 \cdot 10^{-3}}{2} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \end{cases}$$

Donc $x_{max} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ et $S_2O_8^{2-}$ est le réactif limitant

Calcul $[I_2]_f = [I_2]_{max}$

$$[I_2]_f = \frac{n_{I_2}^f}{V_{tot}} = \frac{x_{max}}{V_1 + V_2} = \frac{1,0 \cdot 10^{-4}}{20 \cdot 10^{-3}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Loi de Beer Lambert

$$A = k \times [I_2](t)$$

donc $A_{max} = k [I_2]_{max}$

$$\Rightarrow k = \frac{A_{max}}{[I_2]} = \frac{0,58}{5,0 \cdot 10^{-3}} = 1,2 \cdot 10^6 \text{ L/mol}$$

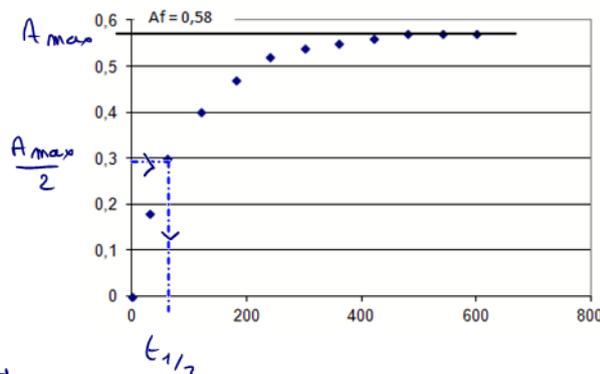
La valeur de k permet de calculer $[I_2](t)$ et $x(t)$ à partir de A

Calcul de $t_{1/2}$

$$x(t_{1/2}) = \frac{x_{max}}{2}$$

$$\text{et } A(t_{1/2}) = \frac{A_{max}}{2} = \frac{0,58}{2} = 0,29$$

Graphiquement, on lit $t_{1/2} = 70 \text{ s}$



Facteurs cinétiques

- $T^\circ \nearrow$ la réaction est plus rapide
- $[réactif] \nearrow$ la réaction est plus rapide

Augmenter la $[]$ du réactif limitant : $[S_2O_8^{2-}]_i$

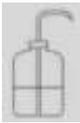
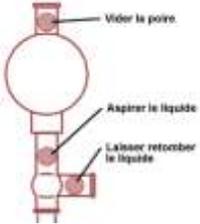
Mélanger 10 mL d'eau et 10 mL de 3-méthylbutan-1-ol (isobutanol)

Proposer un protocole pour déterminer la masse volumique du mélange

Protocole :

- Déposer un bécher de 100 mL sur une balance et tarer.
- Prélever 10 mL d'eau avec une pipette jaugée de 10 mL et verser le volume dans le bécher
- Prélever 10 mL d'isobutanol avec une pipette jaugée de 10 mL et verser le volume dans le bécher
- Mesurer la masse

Matériel usuel en chimie

	Pissette d'eau distillée		Bécher	Les béchers sont gradués pour indiquer de manière approximative le volume de liquide qu'ils contiennent. Ils ne doivent en aucun cas être utilisés pour mesurer un volume.
	bouchon pour fiole		fiole jaugée	La fiole jaugée permet de mesurer un volume avec une bonne précision . Elle sert à dissoudre un solide dans un volume donné ou à diluer une solution.
	spatule		Éprouvette graduée	C'est un cylindre utilisé pour mesurer des volumes de liquides mais sa précision n'est pas très grande . On utilise une éprouvette graduée pour une mesure ne nécessitant pas une grande précision (à 0,5 ou 1 mL près selon la capacité de l'éprouvette).
	Poire à pipeter		Pipette jaugée	une pipette jaugée est un contenant temporaire qui sert à transférer une solution d'un contenant dans un autre. La pipette jaugée, dont la contenance est fixe, permet de transférer très précisément un volume donné (par exemple 20 mL)
	Tube à essai		Pipette graduée	Une pipette graduée permet de mesurer le volume d'une solution à prélever. La pipette graduée est moins précise que la pipette jaugée.
	entonnoir à solide		Erlenmeyer	C'est le récipient idéal pour éviter toute projection de liquide. Il ne permet pas de prélèvement avec une pipette ou de faire passer une sonde de pH-mètre. Comme pour le bécher, les graduations ne sont pas précises.
	coupelle		Burette graduée	La burette permet de mesurer des volumes cumulés. Elle est principalement utilisée pour les dosages Attention au ménisque et à la parallaxe lors de la lecture (voir informations).
	verre de montre		Ampoule à décanter	L'ampoule à décanter est un instrument en verre utilisé pour séparer deux liquides non miscibles.
	balance		Verre à pied	Le verre à pied est en général utilisé comme poubelle.

Fiche simplifiée du spectrophotomètre

The screenshot shows a software interface for a spectrophotometer with a vertical sidebar on the left containing the following labels: Emission, Absorbance, Beer-Lambert, Cinétique, and Cinétique 3D. The main area is titled "Acquisition manuelle" and is divided into several sections:

- Calibration:** Contains the text "Insérer une cuve remplie de solvant dans le porte cuve. Fermer le capot." and a green "Calibration" button. An arrow points to this button.
- Etalonnage:** Contains a section "Choix de longueur(s) d'onde" with a "Nouveau" button and a text input field for wavelength λ_1 followed by "nm". An arrow points to the "Nouveau" button.
- Grandeur mesurée en abscisse:** Contains fields for "Nom" and "Unité".
- Acquisition manuelle:** Contains a "Valeur en X" input field with the value "0" and a green "Validation" button. An arrow points to the "Validation" button.
- Tracer la droite d'étalonnage:** A light blue button.
- Solution inconnue:** Contains the text "Insérer une cuve contenant la solution inconnue dans le porte cuve." and a green "Mesure" button. An arrow points to the "Mesure" button.

1- Brancher l'appareil sur le port Usb ; Une fenêtre s'ouvre. Cliquez sur l'exécutable.

2- Insérer une cuve remplie d'eau distillée pour la calibration puis cliquez sur « Calibration ». Occultez le faisceau avec le « carrée » métallique noir. Puis suivre les instructions.

3- Déterminez à partir de la courbe $A = f(\lambda)$ la valeur de la longueur d'onde pour effectuer les mesures.

4- Définir la grandeur en abscisse : Ici la concentration C et son unité

5- Introduire la valeur de la concentration de la première solution.

6- Mesurer son absorbance.

7- Une croix apparait sur le graphe.

8- Cliquez sur nouveau en sauvegardant la mesure précédente.

9- Introduire la nouvelle valeur de la concentration.

10- Validez de nouveau...

Une fois les mesures réalisées, clic droit de la souris et sélectionnez « droite ». Positionnez votre droite puis tapez « Entrée ». La droite ne « bouge » plus. Avec le curseur effectuez votre mesure graphique.