

Loi de Kohlrausch

Exercices de sciences physiques - niveau Terminale

Vingt exercices progressifs sur la loi de Kohlrausch : conductance et conductivité, conductivités molaires ioniques, étalonnage, dosages conductimétriques, suivi cinétique. Cherche seul(e), puis consulte le corrigé séparé. Conductivités molaires ioniques à 25 °C ($\text{mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$) : H_3O^+ 35,0 ; HO^- 19,9 ; Na^+ 5,01 ; K^+ 7,35 ; Cl^- 7,63 ; NO_3^- 7,14 ; CH_3COO^- 4,09 ; Ca^{2+} 11,9 ; Mg^{2+} 10,6 ; SO_4^{2-} 16,0.

Cette fiche d'exercices est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les exercices sur la loi de Kohlrausch

Exercice 1 : Questions de cours

1. Quelle est l'unité de la conductance ? de la conductivité ? de la conductivité molaire ionique ?
2. Écris la relation entre G , σ et la constante de cellule k .
3. Énonce la loi de Kohlrausch en précisant l'unité des concentrations.
4. Dans quel domaine de concentration est-elle valable ?
5. Pourquoi le conductimètre utilise-t-il une tension alternative ?

Exercice 2 : Vrai ou faux ?

Justifie.

- a. La conductance se mesure en siemens.
- b. La conductivité d'une solution dépend de la géométrie de la cellule.
- c. En solution diluée, σ augmente quand la concentration en ions augmente.
- d. L'eau distillée a une conductivité rigoureusement nulle.
- e. L'ion H_3O^+ conduit mieux que l'ion Na^+ .
- f. La loi de Kohlrausch est valable à toute concentration.

Exercice 3 : Conversions d'unités

1. Exprime en S/m : 12,6 mS/m ; 1,5 mS/cm ; 200 $\mu\text{S/cm}$.
2. Exprime en mol/m^3 : $5,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$; 0,10 mol/L .
3. Exprime en mol/L : 0,25 mol/m^3 .

Exercice 4 : Constante de cellule

Une cellule a des électrodes de surface $S = 1,0 \text{ cm}^2$ distantes de $L = 1,0 \text{ cm}$.

1. Calcule la constante de cellule en cm^{-1} puis en m^{-1} .
2. La conductance mesurée vaut $0,80 \text{ mS}$: calcule σ .
3. Pour une solution de conductivité $0,050 \text{ S/m}$, quelle conductance mesure-t-on ?
4. Si l'on double la distance entre les électrodes, que devient la conductance de la même solution ?

Exercice 5 : Conductivité du chlorure de sodium

Une solution de chlorure de sodium a pour concentration $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$.

1. Écris l'équation de dissolution du solide.
2. Donne les concentrations des ions en mol/m^3 .
3. Calcule la conductivité σ en S/m puis en mS/cm .

Exercice 6 : Sels à ions multiples

Calcule la conductivité de : a. une solution de chlorure de calcium CaCl_2 de concentration $5,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$; b. une solution de sulfate de potassium K_2SO_4 de concentration $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.

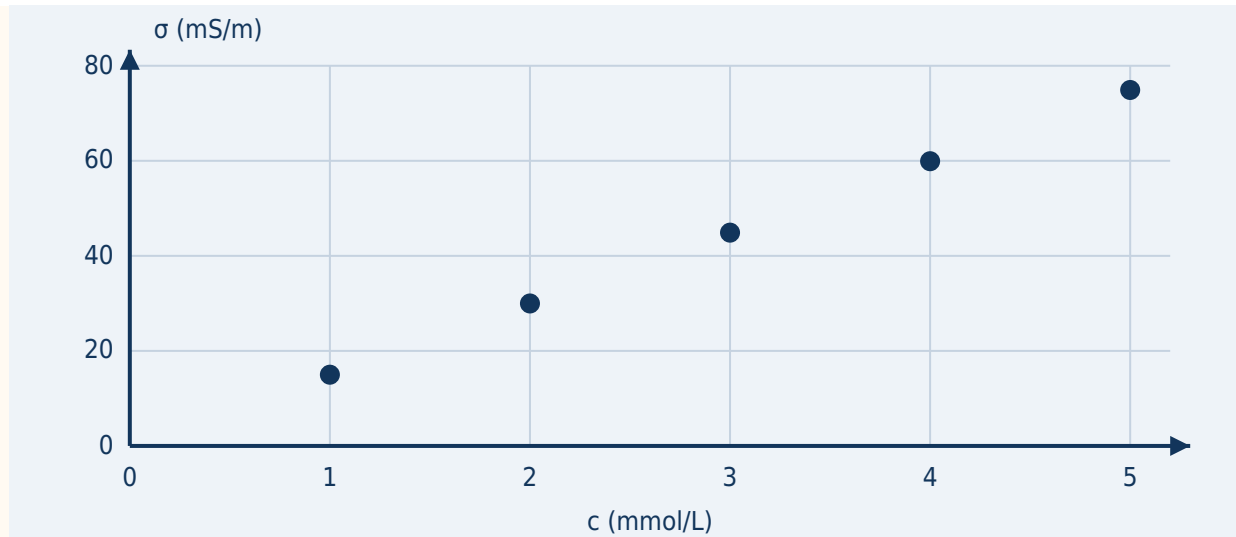
Exercice 7 : Retrouver une concentration

Une solution de chlorure de potassium a une conductivité $\sigma = 0,0150 \text{ S/m}$.

1. Exprime σ en fonction de la concentration c .
2. Calcule c en mol/m^3 puis en mol/L .
3. Quelle masse de chlorure de potassium ($M = 74,6 \text{ g/mol}$) contient 250 mL de cette solution ?

Exercice 8 : Droite d'étalonnage

On a mesuré la conductivité de solutions étalons de chlorure de potassium.



Conductivité de solutions étalons de chlorure de potassium.

1. Quelle propriété de la droite justifie la loi de Kohlrausch ?
2. Calcule son coefficient directeur et compare-le à $\lambda(K^+) + \lambda(Cl^-)$.
3. Une solution S, diluée 10 fois, a une conductivité de 51,0 mS/m : détermine sa concentration (graphiquement puis par le calcul).
4. Déduis la concentration en mol/L de la solution S non diluée.

Exercice 9 : Effet de la température

Une solution de chlorure de sodium a une conductivité de 126 mS/m à 25 °C. La conductivité d'une solution ionique augmente d'environ 2,0 % par degré Celsius.

1. Estime σ à 35 °C et à 15 °C.
2. Pourquoi faut-il étalonner et mesurer à la même température ?
3. Explique pourquoi les conductimètres possèdent souvent une sonde de température.

Exercice 10 : Mélange de deux solutions

On mélange 50,0 mL de chlorure de sodium à $1,0 \times 10^{-2}$ mol/L et 50,0 mL de nitrate de potassium à $1,0 \times 10^{-2}$ mol/L. Aucune réaction n'a lieu.

1. Quelles sont les concentrations des quatre ions après mélange ?
2. Calcule la conductivité du mélange.
3. Compare à celle de chacune des solutions initiales.

Exercice 11 : Une dilution

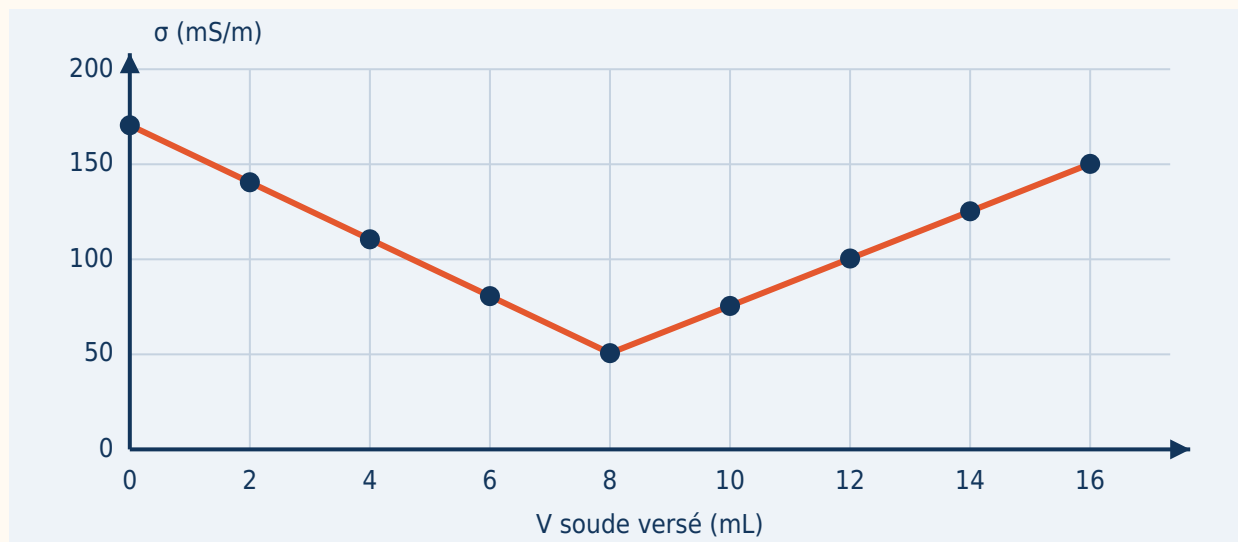
Une solution mère de nitrate de potassium a pour concentration $2,0 \times 10^{-2}$ mol/L. On veut préparer 100,0 mL d'une solution fille dix fois moins concentrée.

1. Quel volume de solution mère faut-il prélever ? Quelle verrerie utiliser ?
2. Calcule la conductivité de la solution mère puis celle de la solution fille.

3. Pourquoi la proportionnalité entre σ et c reste-t-elle valable ?

Exercice 12 : Titrage d'un acide fort

On dose $V_A = 10,0$ mL d'acide chlorhydrique (placés dans 190 mL d'eau) par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c_B = 0,100$ mol/L. On suit la conductivité.

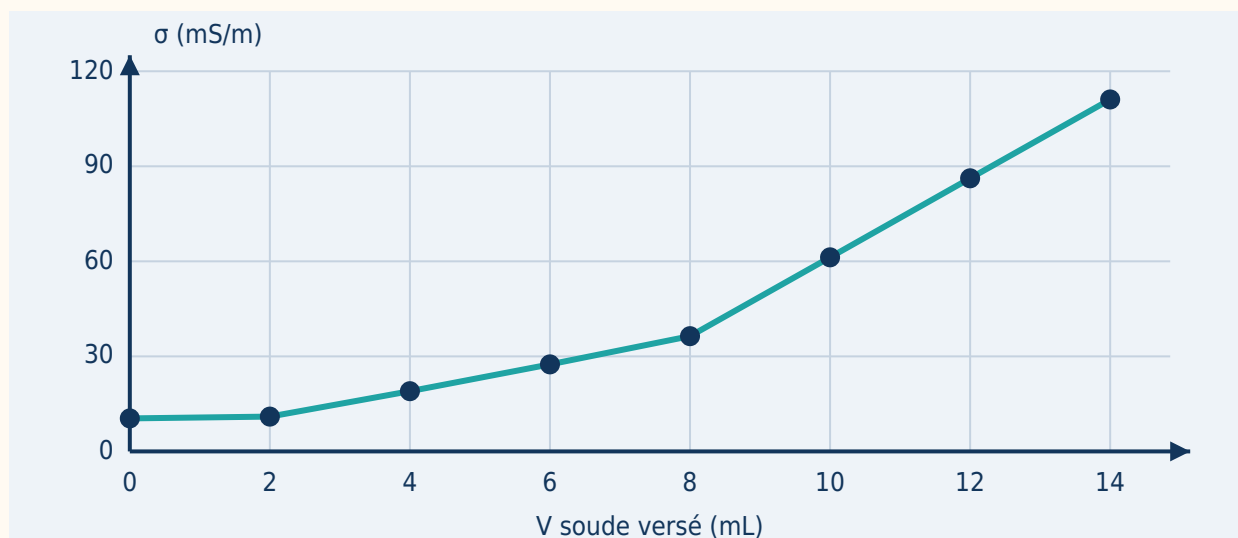


Conductivité en fonction du volume de soude versé.

1. Écris l'équation de la réaction de dosage.
2. Justifie le sens de variation de σ avant puis après l'équivalence.
3. Détermine le volume équivalent.
4. Calcule la concentration de la solution d'acide chlorhydrique.
5. Pourquoi a-t-on ajouté de l'eau ?

Exercice 13 : Titrage d'un acide faible

On dose 10,0 mL d'acide éthanóïque CH_3COOH (placés dans 190 mL d'eau) par la soude à 0,100 mol/L.



1. Écris l'équation de la réaction de dosage.
2. Pourquoi σ est-elle faible au départ ?
3. Quels ions apparaissent avant l'équivalence ? Pourquoi σ augmente-t-elle lentement ?
4. Détermine le volume équivalent et la concentration de l'acide.
5. Compare qualitativement cette courbe à celle de l'acide fort de l'exercice 12.

Exercice 14 : Dosage d'une solution de soude

On dose $V_B = 20,0$ mL d'une solution d'hydroxyde de sodium, placés dans 180 mL d'eau, par de l'acide chlorhydrique à $0,100$ mol/L. On relève :

V (mL)	0	2	4	6	8	10	12	14	16
σ (mS/m)	124,6	112,3	100,1	87,8	75,5	63,2	105,9	148,5	191,1

1. Écris l'équation du dosage.
2. Trace $\sigma = f(V)$ et détermine graphiquement le volume équivalent.
3. Justifie la pente négative puis la pente positive, plus forte.
4. Calcule la concentration de la solution de soude.

Exercice 15 : Une eau calcaire

Une eau contient du chlorure de calcium dissous ; la concentration massique en ions calcium Ca^{2+} est de 80 mg/L ($M(\text{Ca}) = 40,1$ g/mol).

1. Calcule la concentration en ions Ca^{2+} en mol/m³.
2. Déduis celle des ions chlorure.
3. Calcule la conductivité de l'eau en S/m.

Exercice 16 : Un acide faible en solution

Une solution d'acide éthanoïque de concentration $1,0 \times 10^{-2}$ mol/L a une conductivité mesurée de $0,0160$ S/m. Les seuls ions présents en quantité notable sont H_3O^+ et CH_3COO^- , en concentrations égales.

1. Calcule leur concentration commune en mol/m³ puis en mol/L.
2. Calcule le pH.
3. Calcule le taux d'avancement de la réaction avec l'eau.
4. Pour la même concentration, quelle serait la conductivité d'une solution d'acide chlorhydrique ? Commente.

Exercice 17 : Salinité de l'eau de mer

Une eau de mer a une conductivité de 5,0 S/m à 25 °C. On l'assimile à une solution de chlorure de sodium ($M = 58,5 \text{ g/mol}$) et on admet, pour cet exercice, que la loi de Kohlrausch s'applique.

1. Calcule la concentration en chlorure de sodium en mol/m^3 puis en mol/L .
2. Calcule la concentration massique en g/L .
3. Pourquoi ce résultat est-il approximatif ?

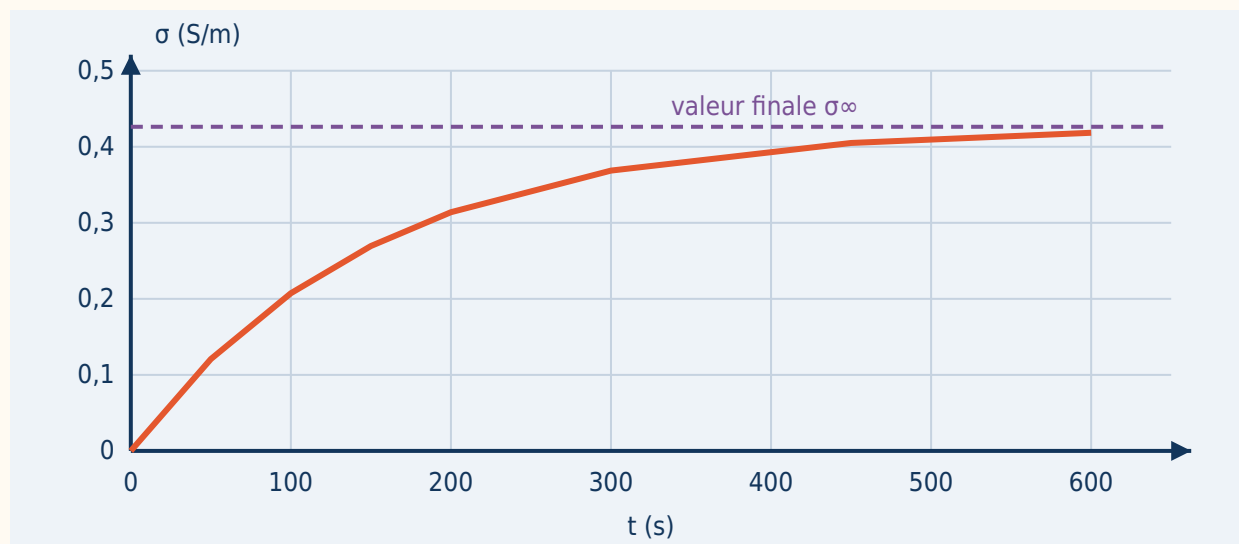
Exercice 18 : Étalonner la cellule

Pour déterminer la constante de cellule, on plonge la cellule dans une solution de chlorure de potassium à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ de conductivité connue $\sigma_{\text{réf}} = 0,1413 \text{ S/m}$ à 25 °C ; la conductance mesurée vaut 1,20 mS.

1. Calcule la constante de cellule k .
2. On mesure ensuite $G = 2,40 \text{ mS}$ pour une solution inconnue : calcule σ .
3. Pourquoi doit-on rincer la cellule à l'eau distillée entre deux mesures ?

Exercice 19 : Suivi d'une transformation chimique

Le 2-chloro-2-méthylpropane réagit avec l'eau : $\text{R-Cl} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{R-OH} + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$. On introduit $n_0 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de réactif dans $V = 100 \text{ mL}$ de solvant (réaction totale, volume constant) et on suit σ au cours du temps.



Conductivité du mélange réactionnel au cours du temps.

1. Quels ions apparaissent ? Pourquoi σ augmente-t-elle ?
2. Exprime $\sigma(t)$ en fonction de l'avancement $x(t)$, de V et des conductivités molaires ioniques.
3. Calcule la conductivité finale σ_{∞} ; compare avec la valeur lue.
4. Déduis l'avancement à $t = 150 \text{ s}$ ($\sigma = 0,27 \text{ S/m}$).
5. Détermine graphiquement le temps de demi-réaction.

Exercice 20 : Doser un détartrant

Un détartrant ménager contient de l'acide chlorhydrique à environ 1 mol/L. On dispose d'une solution de soude à 0,100 mol/L, d'un conductimètre, d'une burette, d'une pipette jaugée de 5,00 mL, d'une fiole de 250,0 mL et d'eau distillée.

Rédige un protocole complet pour déterminer la concentration de l'acide : dilutions nécessaires (justifie-les), mesures, tracé attendu, exploitation et incertitudes. Précise le résultat attendu si l'équivalence se situe à 4,8 mL pour un prélèvement de 20,0 mL de solution diluée.