Chapitre 8. Mesurer la concentration d'une solution
Exemples de cours - Corrigé

Exemple n° 1 : Dosage d'une solution

Un laboratoire cherche à déterminer la concentration molaire en dioxyde de soufre SO_2 dans un vin blanc. Pour cela, le technicien choisit d'effectuer le dosage à l'aide d'une solution de diiode I_2 selon l'équation de réaction :

$$I_2\,(aq) + SO_2\,(aq) + 2\,H_2O\,(\ell) \rightarrow 2I^-\,(aq) + SO_4^{2-}\,(aq) + 4H^+\,(aq)$$

1. Quelle est la solution titrante ? Quelle est la solution à titrer ?

La solution titrante est la solution de diiode ; la solution à titrer est le vin blanc.

La solution de diiode a une concentration $C = 1{,}00.\ 10^{-2}$ mol.L^{-1}. On prélève V = 20,0 mL de vin blanc et l'on obtient un volume à l'équivalence V_{eq} = 6,28 mL.

2. En déduire la concentration C_S en dioxyde de soufre du vin blanc.

A l'équivalence, les 2 réactifs sont limitants : on a versé le diiode dans les proportions stoechiométriques de l'équation de dosage, c'est-à-dire, d'après les coefficients de cette réaction : $n(I_2) = n(SO_2)$ ou $C\,V_{eq} = C_S\,V$

soit $C_S = C\dfrac{V_{eq}}{V}$ $C_S = 3{,}14\ .10^{-3}$ mol.L^{-1}

Exemple n° 2 : Conductance

On relève la caractéristique d'une cellule conductimétrique plongée dans une solution.

I (mA)	0	15	25	40	50	65	80
U (V)	0	0,5	0,82	1,34	1,66	1,98	2,5

1. Comment peut-on en déduire la conductance de la cellule ?

$G = I / U$ donc $I = G \times U$: G est la pente de I = f(U), droite passc

2. Effectuer une régression linéaire sur ces valeurs à l'aide de la

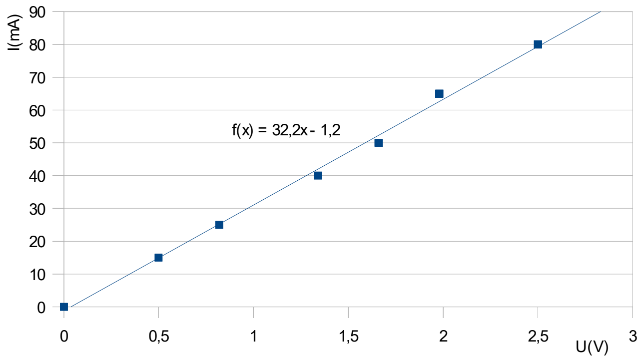
$I = 32{,}2\ U$ avec I en mA donc G = 32,2 mS

3. Quelle est la résistance de la cellule ?

$R = 1 / G$ donc R = 31 Ω

4. Quelle est la valeur de l'intensité I quand on applique une tensi

$I = G \times U$ donc I = 32,2 x 1,50 = 48,3 mA



Exemple n°3 : Conductance et conductivité

Une cellule conductimétrique possède des électrodes de dimensions : surface S = 1 cm^2 et largeur de la cellule L = 2 cm.

On mesure à l'aide du conductimètre la conductance d'une portion de solution : G = 4,1 mS.

1. En déduire la conductivité σ de la solution.

$G = \sigma\dfrac{S}{L}$ donc $\sigma = G\dfrac{L}{S}$ Avec les unités de l'énoncé, on obtient $\sigma = 4{,}1 \times \dfrac{2}{1} = 8{,}2\,mS.cm^{-1}$

2. La conductivité σ de la solution dépend-t-elle des paramètres S et L de la cellule conductimétrique ?

La conductivité de la solution ne dépend que des caractéristiques de la solution : composition, concentration, température. C'est la conductance qui varie selon les paramètres de la cellule utilisée.

Exemple n°4 : Conductivité d'une solution

1. Calculer la conductivité à 25°C d'une solution de nitrate d'argent à 5,00 mmol.L^{-1}.

Il faut d'abord identifier quels sont les ions présents en solution et quelle est leur concentration.

Une solution de nitrate d'argent contient des ions nitrate NO_3^- et des ions argent Ag^+, dissous selon l'équation de dissolution:

$AgNO_3\,(s) \rightarrow Ag^+\,(aq) + NO_3^-\,(aq)$

donc d'après les coefficients de l'équation chimique, $[Ag^+] = [NO_3^-] = c = 5{,}00$ mmol.L^{-1}= 5,00 mol.m^{-3}.

$\sigma = \lambda_{Ag+}\,[Ag^+] + \lambda_{NO3-}\,[NO_3^-]$ σ = 66,7 mS. m^{-1}

2. En déduire la conductivité molaire de la solution.

Dans l'expression de σ, on peut factoriser par c : $\sigma = (\lambda_{Ag+} + \lambda_{NO3-}) \times c = \Lambda \times c$

donc $\Lambda = \lambda_{Ag+} + \lambda_{NO3-}$ Λ = 13,33 mS. m^2.mol^{-1}

Données : à 25°C *λ(Ag^+) = 6,19 mS. m^2.mol^{-1}*

λ(NO_3^-) = 7,14 mS. m^2.mol^{-1}

Exemple n°5 : Conductivité d'une solution

1. Calculer la conductivité à 18°C d'une solution de fluorure de calcium à 1,0 . 10^{-2} mol.L^{-1}.

Il faut d'abord identifier quels sont les ions présents en solution et quelle est leur concentration.
Une solution de fluorure de calcium contient des ions fluorure F^- et des ions calcium Ca^{2+}, dissous selon l'équation de dissolution:
CaF_2 (s) → Ca^{2+} (aq) + 2 F^- (aq)
donc d'après les coefficients de l'équation chimique, $[Ca^{2+}]$ = c = 1,0 . 10^{-2} mol.L^{-1}= 10 mol.m^{-3} et $[F^-]$ = 2 x c = 20 mol.m^{-3}.
$\sigma = \lambda_{Ca2+} [Ca^{2+}] + \lambda_{F-} [F^-]$ σ = 186 mS. m^{-1}

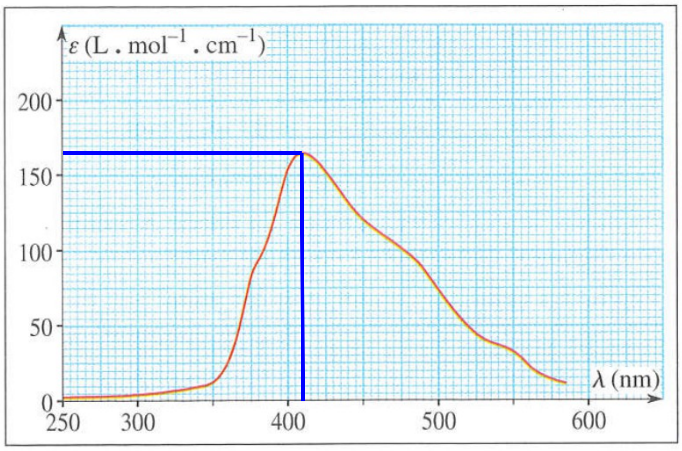
2. En déduire la conductivité molaire de la solution.

Dans l'expression de σ, on peut factoriser par c : $\sigma = \lambda_{Ca2+} \times c + \lambda_{F-} \times 2 c = (\lambda_{Ca2+} + 2 \lambda_{F-}) \times c = \Lambda \times c$
donc $\Lambda = \lambda_{Ca2+} + 2 \lambda_{F-}$ Λ = 18,6 mS. m^2.mol^{-1}

Données : à 18°C *$\lambda(Ca^{2+})$ = 10,50 mS. m^2.mol^{-1}*
$\lambda(F^-)$ = 4,04 mS. m^2.mol^{-1}

Exemple n°6 : Spectre d'absorption

La courbe donnant le coefficient d'absorption molaire du dibrome gazeux est représentée ci-dessous.



1. Quelles sont les radiations absorbées par la vapeur de dibrome ?

350 nm < λ < 600 nm

2. Quelle est la couleur de cette vapeur ?

Rouge brique (couleurs absorbées : violet à jaune)

3. Pour quelle longueur d'onde a-t-on l'absorbance maximale ? Déterminer le coefficient d'absorption molaire à cette longueur d'onde.

Pour λ = 410 nm, ε = 165 L.mol^{-1}.m^{-1}

La loi de Beer-Lambert s'applique aussi aux espèces en phase gazeuse en prenant c = n/V. L'épaisseur traversée par le faisceau lumineux est de 5 cm.

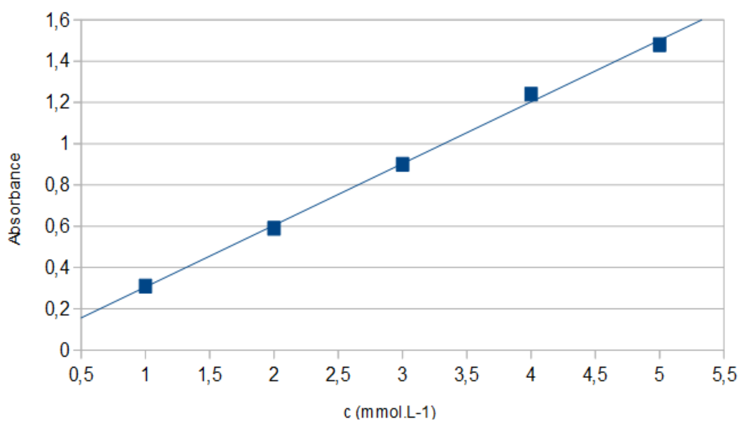
4. Calculer l'absorbance maximale d'un flacon transparent contenant du dibrome gazeux sous la pression P = 25 kPa et à T = 30°C.

c = n / V = P / RT c = 9,9 .10^{-3} mol.L^{-1}
$A_{max} = \varepsilon \times \ell \times c$ A_{max} = 8,2

Exemple n°7 : Dosage spectrophotométrique du dichromate de potassium

On réalise le dosage spectrophotométrique d'une solution orangée S de dichromate de potassium, $2K^+ + Cr_2O_7^{2-}$.
L'étalonnage du spectrophotomètre est fait avec 5 solutions étalons à une longueur d'onde λ voisine de 400 nm.
La mesure de l'absorbance des diverses solutions étalons de concentrations C, avec une cuve d'épaisseur 1,0 cm, a donné les résultats suivants :

C (mmol.L^{-1})	5,0	4,0	3,0	2,0	1,0
A	1,48	1,24	0,90	0,59	0,31



1. Justifier simplement la valeur de la longueur d'onde λ choisie.

Le dichromate étant orangé, on choisit λ dans le bleu donc λ = 400 nm.

2. Tracer la courbe d'étalonnage A = f(C).
3. En déduire le coefficient d'absorption molaire ε (λ) de l'ion dichromate dans les conditions de la mesure.

A = ε x ℓ x c donc la pente de la droite p = ε x ℓ
Or, p = 0,3 L. $mmol^{-1}$ d'où ε = 0,3 L.$mmol^{-1}$.cm^{-1}

4. Une solution de concentration C' inconnue a dans les mêmes conditions de mesure une absorbance A'(λ) = 1,12. En déduire C'.

C' = 3,7 mmol.L^{-1}