BURHAN

État d'équilibre d'un système chimique : exercices, application

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

Corrigé détaillé en ligne : burhan.ma/2bac/pc/physique-chimie/etat-d-equilibre-d-un-systeme-chimique/exercices/application

Chapitre	Palier	Exercices
État d'équilibre d'un système chimique	Application	8

Exercice 1

Conductance et conductivité d'une solution de nitrate de potassium

Une cellule conductimétrique plonge dans une solution de nitrate de potassium. Le générateur délivre une tension alternative de valeur efficace $U = 1{,}20\,\text{V}$; l'ampèremètre indique $I = 2{,}64\,\text{mA}$. La constante de la cellule vaut $k = 1{,}10 \times 10^{-2}\,\text{m}$.

1.

Calculer la conductance G de la portion de solution comprise entre les plaques.

INDICE

Outil : la définition de la conductance, avec l'intensité exprimée en ampères.

2.

En déduire la conductivité σ de la solution.

INDICE

Outil : la relation entre la conductance et la conductivité.

Exercice 2

Conductivité d'une solution de sulfate de sodium

On dissout du sulfate de sodium dans l'eau. La dissolution est totale :

$$\mathrm{Na_2SO_{4(s)}} \longrightarrow 2\,\mathrm{Na^+_{(aq)}} + \mathrm{SO_4^{2-}_{(aq)}}$$

La concentration apportée vaut $C = 5{,}00 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$. Données à $25\,^\circ\mathrm{C}$: $\lambda_{\mathrm{Na^+}} = 5{,}01\,\mathrm{mS\cdot m^2\cdot mol^{-1}}$ et $\lambda_{\mathrm{SO_4^{2-}}} = 16{,}0\,\mathrm{mS\cdot m^2\cdot mol^{-1}}$.

1.

Calculer les concentrations des ions sodium et sulfate, en $\mathrm{mol\cdot m^{-3}}$.

INDICE

Outil : les coefficients de l'équation de dissolution, puis la conversion des litres en mètres cubes.

2.

Calculer la conductivité σ de la solution.

INDICE

Outil : la somme des contributions des ions à la conductivité.

3.

La solution est placée dans une cellule de constante $k = 8{,}50 \times 10^{-3}\,\mathrm{m}$. Calculer la conductance mesurée.

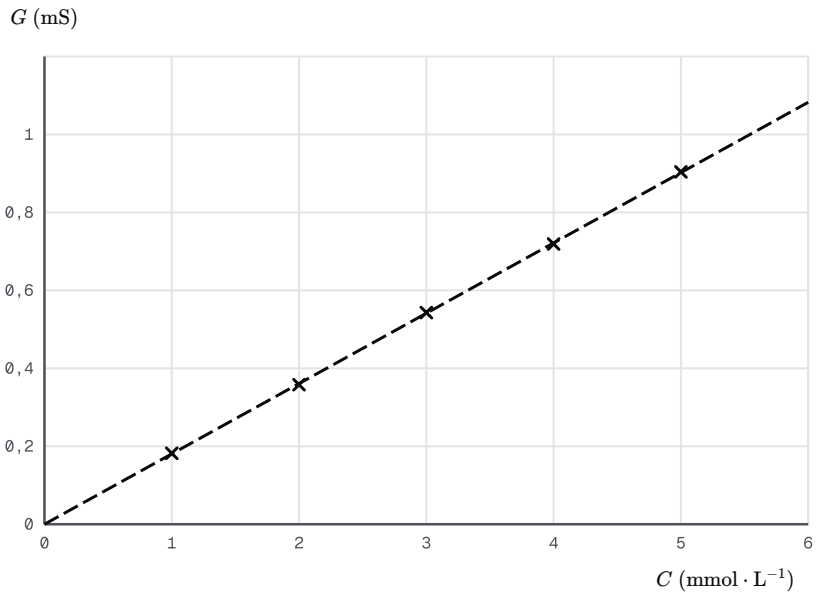
INDICE

Outil : la relation entre la conductance et la conductivité, avec σ en $\mathrm{S\cdot m^{-1}}$.

Exercice 3

Lecture d'une droite d'étalonnage d'iodure de potassium

Des solutions étalons d'iodure de potassium sont préparées par dilution. Leur conductance est mesurée avec une même cellule, à $25\,^{\circ}\mathrm{C}$. Le graphe donne les points de mesure et la droite de modélisation passant par l'origine.



✕ Points de mesure — — — Droite de modélisation

Étalonnage avec l'iodure de potassium

1.

Déterminer la pente a de la droite d'étalonnage, en mS par $\mathrm{mmol}\cdot\mathrm{L}^{-1}$.

INDICE

Outil : le coefficient directeur d'une droite qui passe par l'origine, lu sur un point de la droite éloigné de l'origine.

2.

Une solution d'iodure de potassium de concentration inconnue C_x donne, dans les mêmes conditions, $G_x = 0{,}63\,\mathrm{mS}$. Déterminer C_x.

INDICE

Outil : la proportionnalité de la conductance à la concentration apportée, dans le domaine des étalons.

Exercice 4

Trois expressions du quotient de réaction

On étudie trois transformations en solution aqueuse. La première est la réaction de la méthylamine $\mathrm{CH_3NH_2}$, une base, avec l'eau.

1.

Écrire le quotient de réaction associé à l'équation :

$$\mathrm{CH_3NH_{2(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + HO^-_{(aq)}}$$

INDICE

Outil : la définition du quotient de réaction.

2.

Écrire le quotient de réaction associé à la dissolution du carbonate de calcium :

$$\mathrm{CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + CO_3{}^{2-}_{(aq)}}$$

INDICE

Outil : la définition du quotient de réaction, appliquée à cette dissolution.

3.

Écrire le quotient de réaction associé à la dissolution de l'hydroxyde de cuivre(II) :

$$\mathrm{Cu(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,HO^-_{(aq)}}$$

INDICE

Outil : la définition du quotient de réaction, appliquée à cette seconde dissolution.

Exercice 5

Quotient de réaction initial d'un mélange de deux solutions

On mélange une solution de nitrate de plomb(II) et une solution d'iodure de potassium. Les ions plomb(II) et iodure peuvent former un solide jaune, l'iodure de plomb(II) :

$$\mathrm{Pb^{2+}_{(aq)}} + 2\,\mathrm{I^-_{(aq)}} \rightleftharpoons \mathrm{PbI_{2(s)}}$$

On mélange :

- $V_1 = 20{,}0\,\mathrm{mL}$ de la solution de nitrate de plomb(II), où $[\mathrm{Pb^{2+}}] = 2{,}0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$;
- $V_2 = 30{,}0\,\mathrm{mL}$ de la solution d'iodure de potassium, où $[\mathrm{I^-}] = 5{,}0 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$.

On étudie l'état initial, juste après le mélange, avant toute transformation.

1.

Calculer les concentrations des ions plomb(II) et iodure dans l'état initial.

INDICE

Outil : la conservation de la quantité de matière lors d'une dilution, dans le volume total du mélange.

2.

Écrire l'expression du quotient de réaction, puis calculer sa valeur $Q_{r,i}$ dans cet état initial.

INDICE

Outil : la définition du quotient de réaction, écrite d'abord sous forme littérale.

Exercice 6

Constante de dissociation de l'ion tétraamminecuivre(II)

À $25\,^{\circ}\mathrm{C}$, la constante d'équilibre associée à la formation de l'ion tétraamminecuivre(II)

$$\mathrm{Cu}^{2+}_{(\mathrm{aq})} + 4\,\mathrm{NH}_{3(\mathrm{aq})} \rightleftharpoons [\mathrm{Cu}(\mathrm{NH}_3)_4]^{2+}_{(\mathrm{aq})}$$

vaut $K = 2{,}0 \times 10^{13}$.

1.

Écrire l'équation de la dissociation de l'ion complexe, réaction en sens inverse, puis l'expression de son quotient Q'_r. Comparer Q'_r au quotient Q_r de l'équation donnée.

INDICE

Outil : la définition du quotient de réaction ; produits et réactifs échangent leurs rôles.

2.

Calculer la constante d'équilibre K' associée à la dissociation de l'ion complexe.

INDICE

Outil : la constante d'équilibre de la réaction inverse.

Exercice 7

Constante d'équilibre de l'acide ascorbique à partir du pH

On note HA l'acide ascorbique (vitamine C) et $\mathrm{A^-}$ l'ion ascorbate. On prépare $V = 40{,}0\,\mathrm{mL}$ d'une solution d'acide ascorbique de concentration apportée $C = 1{,}0 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$. À l'équilibre, à $25\,^{\circ}\mathrm{C}$, le pH vaut $3{,}10$. On donne $10^{-3{,}10} \approx 7{,}9 \times 10^{-4}$.

$$\mathrm{HA_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}}$$

1.

Dresser le tableau d'avancement, puis calculer l'avancement maximal $x_{\max}$ et l'avancement final x_f.

INDICE

Outil : le tableau d'avancement, l'eau en excès, et la concentration en ions oxonium tirée du pH.

2.

Calculer le taux d'avancement final τ.

INDICE

Outil : la définition du taux d'avancement final.

3.

Calculer la constante d'équilibre K associée à l'équation.

INDICE

Outil : le quotient de réaction à l'équilibre, avec les concentrations tirées du tableau.

Exercice 8

Comparer les taux d'avancement finals de deux acides

À $25\,^{\circ}\mathrm{C}$, on donne les constantes d'équilibre des réactions avec l'eau de l'acide chloroéthanoïque, $K_1 = 1{,}4 \times 10^{-3}$, et de l'ion ammonium $\mathrm{NH_4^+}$, $K_2 = 5{,}6 \times 10^{-10}$. On prépare une solution de chaque acide à la même concentration apportée $C = 2{,}0 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

1.

Laquelle des deux solutions a le plus grand taux d'avancement final ? Justifier.

INDICE

Outil : l'influence de la constante d'équilibre sur le taux d'avancement final, à concentration apportée fixée.

2.

On dilue dix fois la solution d'ion ammonium. Son taux d'avancement final augmente-t-il ou diminue-t-il ? Justifier.

INDICE

Outil : l'effet d'une dilution sur le taux d'avancement final, à constante d'équilibre fixée.

3.

Un élève affirme : « Le taux d'avancement final de l'ion ammonium est une caractéristique de cet acide, comme sa constante d'équilibre. » Discuter cette affirmation.

INDICE

Outil : les grandeurs dont dépend la constante d'équilibre, comparées à celles dont dépend le taux d'avancement final.