

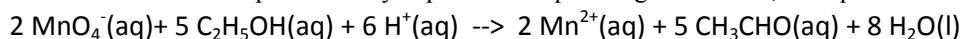
Exercices sur les transformations chimiques

Attention ! Toutes les questions sont importantes et aucune ne doit être laissée de côté. « qdm » est une abréviation pour « quantité de matière » (abréviation à présenter si utilisée)

Exercice 0 : 4p.138

Exercice 1 : alcool oxydé

L'éthanol des boissons alcoolisées peut être oxydé par les ions permanganate MnO_4^- . L'équation est la suivante :



- 1) Etablir le tableau d'avancement avec l'EI, trois états intermédiaires (x_1 , x_2 et x_3 pour les avancements et les indices 1, 2 et 3 pour les qdm)) et l'EF.
- 2) Comme dans le cours, interpréter complètement la case des ions permanganate dans l'état intermédiaire 2 puis celle de CH_3CHO dans l'état intermédiaire 3.
- 3) Initialement, on trouve dans le milieu 6,0 mol d'éthanol, 5,0 mol d'ions permanganate, 20 mol d'ions $\text{H}^+(\text{aq})$ et 500 mol d'eau. On suppose qu'il n'y a pas de Mn^{2+} ni de $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ à l'EI.
A un moment donné (état intermédiaire 1), l'avancement vaut 0,50 mol. Déterminer les quantités de matière de toutes les espèces présentes à ce moment-là en vous aidant du tableau. Inutile de présenter les grandeurs ici si le tableau est bien complet, avec des indices corrects.
- 4) Pour l'état intermédiaire 2, on sait que 3,5 mol d'éthanol ont réagi. Traduire cette information en terme d'avancement en justifiant. Après avoir trouvé l'avancement correspondant, calculer toutes les qdm.
- 5) Pour l'EI 3, on trouve 508 mol d'eau. Traduire cela en terme d'avancement (toujours expression littérale) puis trouver x_3 et en déduire toutes les qdm des autres espèces dans cet état.
- 6) Inventer une nouvelle question pour un état intermédiaire 4 qui s'apparente aux précédentes mais qui en est différente tout de même afin d'enrichir la réflexion.
- 7) Déterminer le réactif limitant puis déterminer les qdm de toutes les espèces à l'EF

Exercice 2 : 12p.139

Exercice 3 :

- 1) Rappeler le lien entre quantité de matière et masse d'une espèce donnée.
- 2) exercice 15p141 avec des expressions littérales et le minimum de calculs numériques (uniquement des valeurs numériques pour ce qui est demandé).

Exercice 4

Rappeler la définition d'une concentration molaire d'une espèce dans une solution donnée.

17p141 (Attention, dans l'exercice 17p141, plusieurs solutions sont à prendre en compte, il faut bien les différencier et appeler les volumes différemment si besoin...) avec les changements suivants par rapport à l'énoncé du livre : question b) : $V' = 10 \text{ mL}$ et non pas 20 mL (mais on garde $V = 20 \text{ mL}$ pour l'autre volume), les concentrations des deux solutions restant celles indiquées, et avec les questions suivantes avant de traiter la b :

- quelles sont la concentration des ions sodium dans la solution de sulfate de sodium (on pourra écrire une équation de dissolution pour ne pas se tromper... ou raisonner sur l'électroneutralité de la solution), et celle des ions nitrate dans la solution de nitrate d'argent ?
 - déterminer les concentrations des 4 ions dans le mélange avant toute réaction
- puis question f) en plus : déterminer les concentrations dans le mélange, à l'EF, des 4 ions à nouveau.

Exercice 5 (donné en contrôle une année précédente) : effervescence sur du magnésium

Toujours bien présenter les grandeurs.

On fait réagir les ions H^+ en solution aqueuse avec un morceau de magnésium solide Mg . Il se forme au cours de la transformation chimique des ions Mg^{2+} et du gaz dihydrogène H_2 . On indique le volume molaire : $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 0) Que signifie $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$?
- 1) Ecrire l'équation de la réaction. Qu'est-ce qu'un réactif ?
- 2) Au départ, on utilise un morceau de magnésium de 5,0 cm de long. Sachant que 1,0 m de ruban de magnésium utilisé a une masse de 1,5 g, calculer la quantité de matière initiale de magnésium.

3) Les ions H^+ sont apportés grâce à une solution de concentration $c_0 = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$. Un volume de 2,5 mL de cette solution est utilisé pour la réaction (on plonge le morceau de magnésium dans cette solution). On considèrera ce volume égal à celui du milieu réactionnel. En déduire la quantité de matière initiale de ces ions.

4) Etablir le tableau d'avancement (avec deux Einter) avec l'équation et des expressions littérales correctes. On précise que les produits de la réaction ne sont pas présents à l'état initial.

5) Les états intermédiaires

a) L'état intermédiaire n°1 correspond à l'instant où l'avancement vaut $5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$. En déduire la masse de magnésium qui reste à cette date dans le milieu réactionnel.

b) L'état intermédiaire n°2 correspond à l'instant où la concentration des ions H^+ vaut $c_2 = 0,80 \text{ mol.L}^{-1}$. En déduire l'expression littérale (de la quantité d'ions H^+ puis l'expression littérale) de l'avancement x_2 à cette date. Calculer x_2 . Quelle masse de magnésium reste-t-il alors ?

6) L'état final

a) Quel est le réactif limitant ? Comment s'en apercevoir expérimentalement ?

b) Quel volume de dihydrogène va-t-on obtenir en fin de réaction ?

c) Calculer la concentration des ions Mg^{2+} en fin de réaction dans le milieu réactionnel.

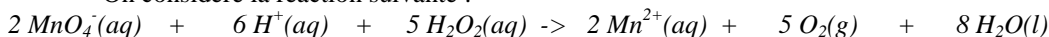
7) (question totalement indépendante) Le ruban de magnésium utilisé au départ a une épaisseur de $50 \mu\text{m}$ environ et une largeur de $0,30 \text{ cm}$. En déduire la masse volumique du magnésium en g.cm^{-3} . En déduire sa densité par rapport à l'eau.

Exercice 6 : 24p.142

Exercice 7 : 25p.142

Exercice 8 : les 4 Dalton

On considère la réaction suivante :



On décide d'introduire un volume $V_1 = 150 \text{ mL}$ de solution de permanganate de potassium de concentration $c_1 = 2,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ en ions $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ avec un volume $V_2 = 50 \text{ mL}$ de solution d'acide chlorhydrique de concentration $c_2 = 2 \text{ mol.L}^{-1}$ en ions $\text{H}^+(\text{aq})$ et un volume $V_3 = 300 \text{ mL}$ de solution d'eau oxygénée de concentration $c_3 = 2,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ en $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$. On notera V_{tot} le volume total de solution aqueuse du milieu réactionnel.

1) Etablir un tableau d'avancement avec trois états intermédiaires correspondant aux temps t_1 , t_2 et t_3 en complétant avec des expressions littérales seulement et en notant $A(t_i)$ les grandeurs à t_i , etc., l'indice i pour l'état initial et l'indice f pour l'état final. On indiquera partout « solvant » ou « en large excès » pour l'eau.

2) Déterminer les quantités de matières initiales des réactifs puis le réactif limitant.

3) Jo affirme que le réactif limitant est celui qui possède la plus grande concentration dans son flacon au départ lorsqu'il n'est pas encore mélangé aux autres réactifs, William pense que c'est le réactif qui possède la plus petite concentration dans le milieu réactionnel au départ qui est le réactif limitant, Jack imagine que c'est celui qui possède la plus petite quantité de matière au départ qui est réactif limitant et Averell n'en sait trop rien. Quel serait ainsi le réactif limitant pour chacun des frères Dalton ? Ont-ils raison pour autant dans le cas général ?

4) Sachant que l'état intermédiaire n°1 correspond à un avancement $x_1 = x(t_1) = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$, calculer la quantité de matière de $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ qui a disparu, la qdm de H_2O_2 qui reste à l'état 1 et la concentration $[\text{Mn}^{2+}](t_1)$ en Mn^{2+} à cet état dans le milieu réactionnel. On utilisera des expressions littérales avant toute application numérique.

5) On indique que dans l'état n°2, il y a une concentration de MnO_4^- est égale à $[\text{MnO}_4^-](t_2) = 5,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Exprimer $x(t_2)$ en fonction de $[\text{MnO}_4^-](t_2)$, de V et des quantités initiales. Calculer $x(t_2)$. En déduire l'expression de la concentration en Mn^{2+} à cette même date en fonction des mêmes paramètres. La calculer.

6) L'état n°3 correspond au moment où $4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de Mn^{2+} sont apparues. Déterminer x_3 . En déduire le volume de O_2 dégagé dans cet état n°3 sachant que le volume molaire vaut $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$.

7) Calculer la concentration finale des différents ions en solution puis la masse totale de dioxygène dégagé.

Exercice 9 : exercice type résolution de problème : analyse d'un laiton ordinaire

Le laiton est un alliage de cuivre et de zinc solide. Quand cet alliage est mis en présence d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique, les ions H^+ de la solution réagissent avec le zinc uniquement ; il se forme alors du dihydrogène et des ions Zn^{2+} en solution.

On attaque une barre de masse $m = 10,0 \text{ g}$ de cet alliage par un excès de solution acide contenant des ions H^+ . Il se forme alors $V = 900 \text{ mL}$ de dihydrogène mesuré dans les conditions normales de température et de pression ($V_{\text{molaire}} = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$).

En déduire la composition massique (pourcentage en masse) du laiton.

Masse molaire du Zinc : $M_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$

Masse molaire du cuivre : $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$