



Nom : Prénom : 5ème A C D E

Sciences générales : chimie 2h

Professeur : Mme I. Paternotte

/55

Mardi 12 juin 2018

1. Le propan-2-ol ou isopropanol est un liquide organique que l'on trouve dans certains liquides anti-gel ou lave-vitres. Il est à la fois hydrophile (aime l'eau) et lipophile (aime les graisses).
Il fond à $-88,5^{\circ}\text{C}$ et il bout à $82,6^{\circ}\text{C}$. Sa masse molaire vaut 60 g/mol et sa masse volumique vaut $0,8\text{ g/mL}$.

/1 Donne sa formule semi-développée :

/2⁵ Donne sa formule selon Lewis :

(= formule développée avec doublets non-liants, liaisons covalentes polarisées et charges partielles)
Entoure-y de couleurs différentes et légende ce qui est polaire et ce qui est apolaire dans cette molécule.

/1 Donne sa formule brute :

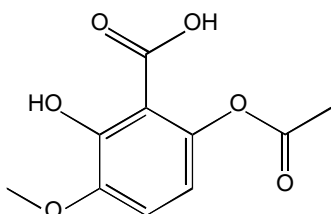
/2 Explique pourquoi le propan-2-ol pur est un liquide à température ambiante.

Pour une comparaison, le butane est un gaz : température d'ébullition -1°C et il a une masse molaire de 58 g/mol . Aide-toi d'un schéma, par exemple en formule abrégées.

/2 Trouve un isomère de position du propan-2-ol.
Donne sa formule semi-développée **et son nom**

/1 Trouve un isomère de fonction du propan-2-ol.
Donne sa formule abrégée.

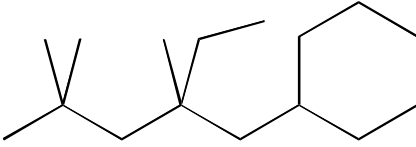
2. Pour la molécule dont la formule est donnée ci-dessous,



/2 a) entoure et nomme toutes les fonctions organiques présentes.

/1⁵ b) donne sa formule brute.

/2 3. Pour la molécule dont la formule est donnée ci-dessous, donne son nom



/2 4. Pour les réactions suivantes, détermine si elles sont complètes, incomplètes, impossibles et justifie

- $\text{Zn}_{(s)} + 2 \text{HCl}_{(aq)} \dots\dots\dots \text{ZnCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)} \Delta H = -154 \text{ kJ/mol}$
- $2 \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} \dots\dots\dots 4 \text{Fe} + 3 \text{O}_{2(g)} \Delta H = + 824,2 \text{ J/mol}$

5. Le magnésium est utilisé au laboratoire sous forme d'un ruban. Sa combustion émet une forte lumière blanche.

- /1 a) Ecris l'équation **pondérée** de la réaction de combustion du magnésium en précisant les états des molécules.
 /3 b) Calcule la variation d'enthalpie de la réaction avec les tables de variation d'enthalpie de formation fournies et représente le diagramme d'enthalpie de cette réaction en légendant chaque niveau, chaque écart et l'axe.

Magnésium	$\Delta_f H^\circ / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	Oxygène	$\Delta_f H^\circ / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
Mg(s)	0,000	O(g)	249,17
Mg ²⁺ (aq)	-466,85	O ₂ (g)	0,000
MgCO ₃ (s)	-1095,8	O ₂ (aq)	-11,7
MgCl ₂ (s)	-641,8	O ₃ (g)	142,7
MgF ₂ (s)	-1123,4	OH ⁻ (aq)	-229,99
MgO(s)	-601,70	H ₂ O(g)	-241,82
		H ₂ O(l)	-285,83
		H ₂ O ₂ (l)	-187,78
		H ₂ O ₂ (g)	-136,31

/2 d) Calcule le pouvoir thermique en MJ/kg du magnésium

/5 6. L'alcool iso-amylque et l'acide acétique se transforment partiellement à 100°C pour donner un ester à l'odeur de poire et de l'eau. Le K_c de la réaction à cette température vaut 4. La quantité initiale d'acide est de 0,1 mol/L et après la réaction, il n'en reste que 0,03 mol/L.

A l'aide de ces trois informations, calcule les concentrations à l'équilibre des **quatre** composants.



/7 7. Une solution saturée avec excès de phosphate d'argent dans un Erlenmeyer bouché répond aux conditions de l'état d'équilibre. $K_{ps} = 8,88 \cdot 10^{-17}$

a) Représente schématiquement cette solution

b) Décris-la au niveau macroscopique et au niveau microscopique.

c) Ecris l'équation de l'équilibre de solubilité

d) Calcule la solubilité massique du sel et la concentration molaire à l'équilibre en ions argent.

8. Pour synthétiser de l'ammoniac, $\text{NH}_3(\text{g})$, on fait réagir du diazote gazeux $\text{N}_2(\text{g})$ et du dihydrogène gazeux $\text{H}_2(\text{g})$. C'est le procédé Haber. Cette réaction aboutit à un état d'équilibre.

/1 a) Ecris et pondère l'équation

/2 b) Analyse les paramètres thermodynamiques de la réaction.

/2 c) Que va-t-il se passer si on augmente la température ? Décris et justifie

/2 d) Que va-t-il se passer si on augmente la pression ? Décris et justifie

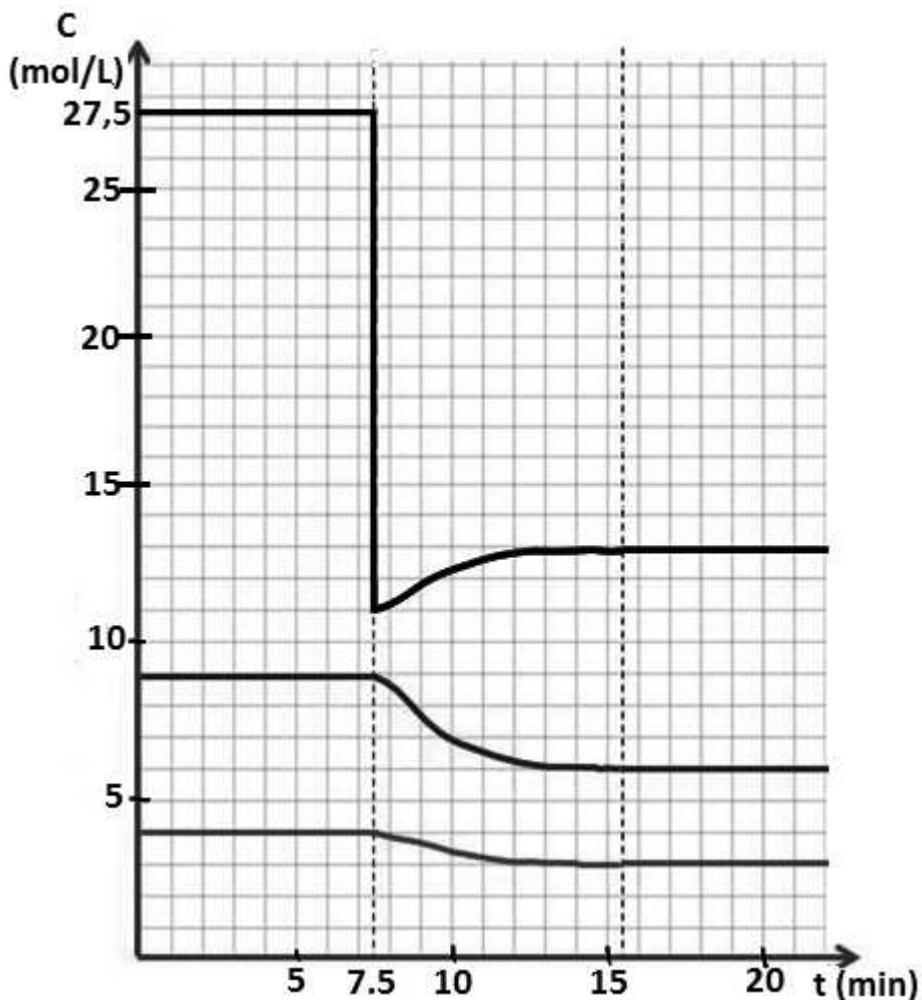
e) Le graphique fourni à la page suivante présente des données expérimentales concernant cette réaction de formation de l'ammoniac à 150°C . Réponds aux questions ci-dessous à propos de ce qui est décrit sur ce graphique, tu peux répondre en partie sur le graphique

/1 1°) Indique quand la réaction est à l'état d'équilibre et quand elle ne l'est pas.

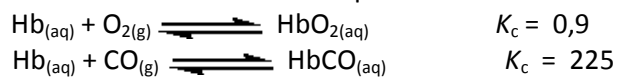
/2 2°) Identifie d'après les variations de concentration quelle courbe appartient au N_2 , H_2 et au NH_3 et justifie tes choix

/4 3°) Quelle perturbation a subi le système au moment 7,5 min et que s'est-il passé ensuite ? Pourquoi ? Justifie notamment par une loi que tu nommes et que tu cites.

/4 4°) Est-ce que cela a eu un effet sur la constante d'équilibre de la réaction ? Pourquoi ? Prouve par calcul.



/2 9. Le monoxyde de carbone est responsable de nombreuses intoxications pouvant aller jusqu'au décès par asphyxie : 998 intoxications en 2015 en Belgique qui ont mené à 22 décès. Une teneur en monoxyde de carbone de 1% dans l'atmosphère ambiante peut mener à la mort en 15 minutes. Lors d'une intoxication au monoxyde de carbone, une compétition s'établit entre la fixation de l'oxygène, $O_{2(g)}$, et la fixation du monoxyde de carbone, $CO_{(g)}$, par l'hémoglobine, symbolisée par les lettres Hb. Les deux réactions concernées sont réversibles. Voici leurs équations et leurs constantes d'équilibre respectives.



Sur base de ces données, explique pourquoi le CO représente un risque majeur, même si sa concentration dans l'air inspiré n'est que de 1%. Pour rappel, la concentration de l' O_2 dans l'air est de 21%.