



Sciences générales : chimie 2h

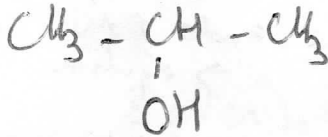
Professeur : Mme I. Paternotte

/55 53 Pourth. en bonus

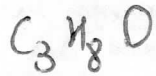
Mardi 12 juin 2018

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°C et il bout à 82,6°C. Sa masse molaire vaut 60 g/mol et sa masse volumique vaut 0,8 g/mL.

/1 Donne sa formule semi-développée :

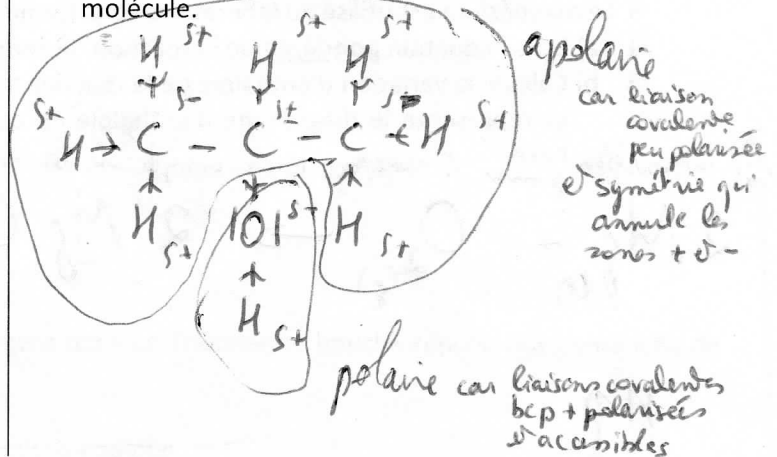


/1 Donne sa formule brute :



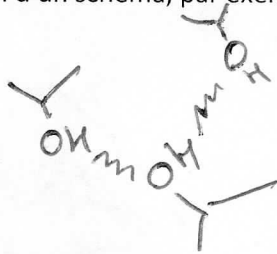
/2⁵ Donne sa formule selon Lewis :

(= 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.



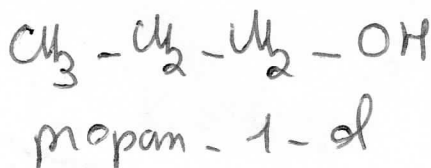
/2 Explique pourquoi le propan-2-ol pur est un liquide à température ambiante.

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 abrégée.



De liquide à gaz, les molécules doivent se séparer. Il faut "couper" des ponts H cela demande de l'énergie. Il faut chauffer + Le butane est apolaire, ne fait pas de pont H donc bcp + facile à rendre gazeux à faire bouillir

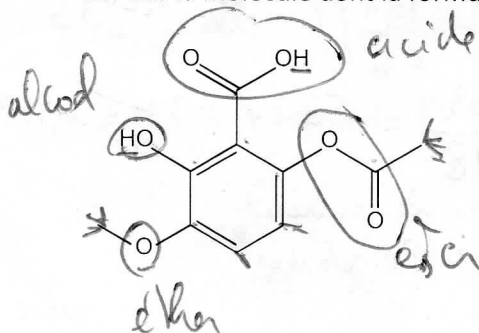
/2 Trouve un isomère de position du propan-2-ol. Donne sa formule semi-développée et son nom



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

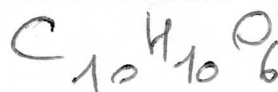


2. Pour la molécule dont la formule est donnée ci-dessous,



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

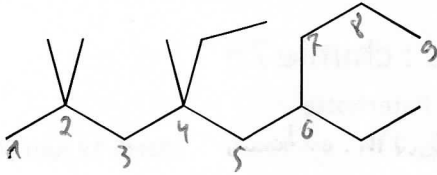
/1⁵ b) donne sa formule brute.



5 doubles liaisons
1 cycle

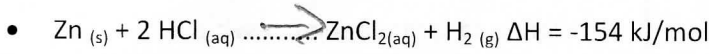
6 insaturations - 6.2H
2n+2 = 22 - 12 = 10 page 1
H H H

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

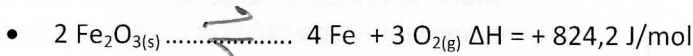


4,6-diméthyl-2,2,4-triméthylheptane

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



vers + de gaz exo FAV FAD
→ complète



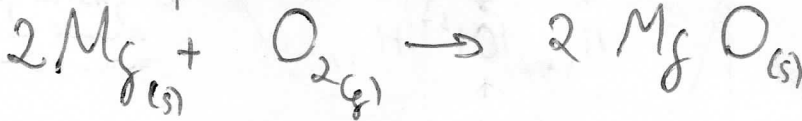
vers + de gaz endo FAV DEFAU
→ équilibre

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

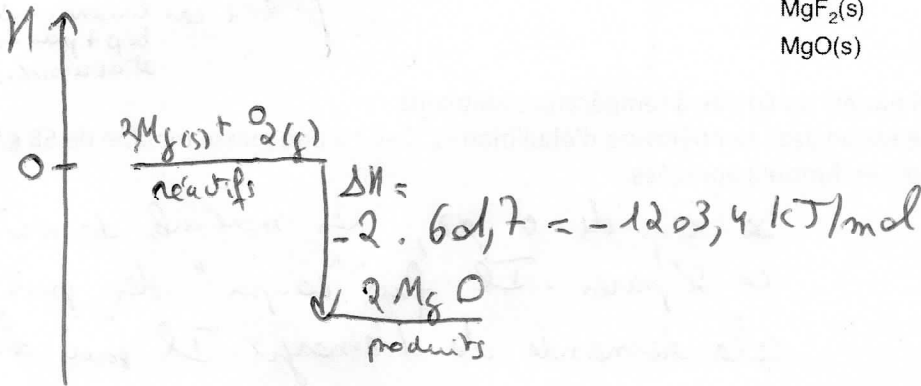
/1 a) Ecris l'équation **pondérée** de la réaction de combustion du magnésium en précisant les états des molécules.

/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

combustion pour l'axe. 1 mole ou tenir compte de la lecture dans à 2 moles pour le pouvoir thermique



| 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

$\Delta H = -1203,4 \text{ kJ/mol}$

$M = 24 \text{ g/mol}$

équation pondérée

masse qui brûle lors d'une brûlure molaire de l'équation ici 2.M.
 $P_H = \frac{\Delta H}{M} = \frac{+1203,4}{24} = 50,14 \text{ kJ/g} = 50,14 \text{ MJ/kg}$
 (+) car énergie libérée vers le milieu perdue par les réactifs

/5 6. L'alcool iso-amyle 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.

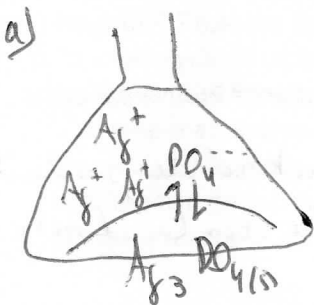
| | | | | | | | |
|------------|---------|---|---------|----------------------|---------|---|---------|
| | acide | + | alcool | \rightleftharpoons | ester | + | eau |
| C_0 | 0,1 | | 0,11 | | 0 | | 0 |
| ΔC | -1,0,07 | | -1,0,07 | | +1,0,07 | | +1,0,07 |
| C_e | 0,03 | | ? 0,04 | | 0,07 | | 0,07 |

$$K_c = \frac{[ester] \cdot [eau]}{[acide] \cdot [alcool]} = 4$$

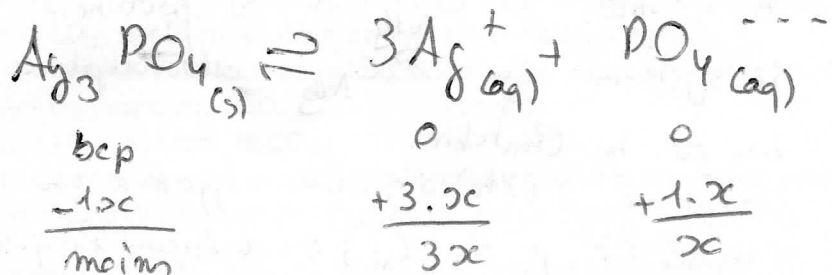
$$[alcool] = \frac{[ester] \cdot [eau]}{[acide] \cdot K_c} = \frac{0,07 \cdot 0,07}{0,03 \cdot 4} = 0,04$$

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

- Représente schématiquement cette solution
- Décris-la au niveau macroscopique et au niveau microscopique.
- Ecris l'équation de l'équilibre de solubilité
- Calcule la solubilité massique du sel et la concentration molaire à l'équilibre en ions argent.



b) macroscopique: rien ne semble changer
 ni quantité de solide
 ni couleur ni volume de liquide



$$K_{ps} = K_c = [Ag^+]^3 \cdot [PO_4^{3-}] = (3x)^3 \cdot x = 27x^4$$

$$s = C_{max} = x = \sqrt[4]{\frac{K_{ps}}{27}} = \sqrt[4]{\frac{8,88 \cdot 10^{-17}}{27}} = \sqrt[4]{3,289 \cdot 10^{-18}} = 4,26 \cdot 10^{-5} M$$

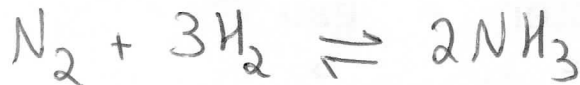
$$\downarrow M_{Ag_3PO_4} = 419 \text{ g/mol}$$

$$s = \gamma_{max} = C \cdot M = 4,26 \cdot 10^{-5} \cdot 419 = 0,018 \text{ g/L}$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

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.

vers - de gaz défavorable
donc autre paramètre favorable : exo car équilibre \rightarrow 1FAV
1DEFAV

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

Si on $\rightarrow T^\circ$ le syst veut $\rightarrow T^\circ$
cela déplace l'équilibre dans le sens endo, ici vers la gauche

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

Si on $\rightarrow p$ le syst veut $\rightarrow p$
cela déplace l'équilibre vers - de gaz vers la droite

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. voir graphique

/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 voir graphique

/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.

3°) À 7,5 min la C_{NH_3} a \searrow fortement. On a retiré du produit.
Le système veut $\rightarrow C_{\text{NH}_3}$ cela déplace l'équilibre vers la droite.

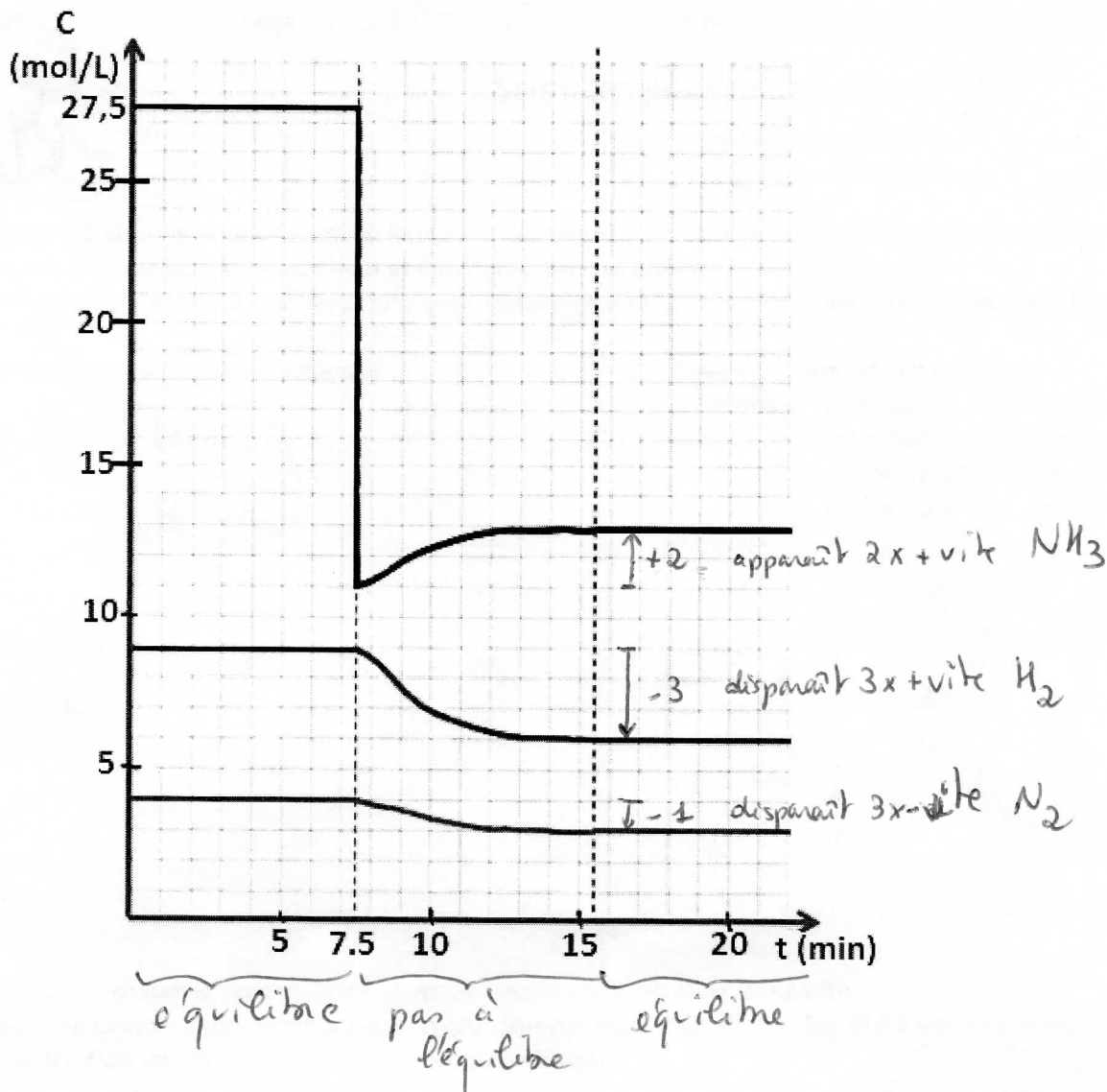
Loi de Le Chatelier

Un système à l'état d'équilibre s'oppose à une modification extérieure imposée (T° , p , C_x , C_p) en déplaçant l'équilibre.

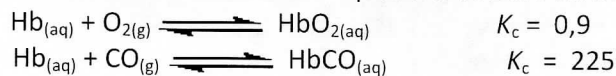
$$4^\circ) K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^2} = \frac{(27,5)^2}{4 \cdot 9^3} = 0,26$$

$$= \frac{13^2}{3 \cdot 6^3} = 0,26$$

La constante d'équilibre de l'équilibre n°1 (de 0 à 7,5 min)
est égale à la constante d'équilibre n°2 (de 15 à ... min)
C'est une constante quelle que soient les concentrations de départ
ou ajoutées ou retirées. K_c ne varie qu'avec la T° .



- /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%.

K_c représente une indication du degré d'avancement de la réaction en présence de CO, bcp d'hémoglobine capte et garde le CO sans trop le relâcher. Cela bloque le transport d' O_2 . L'hémoglobine n'est plus disponible. Même avec peu de CO par rapport à la quantité d' O_2 dans l'air, l'hémoglobine capte préférentiellement le CO.