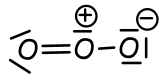
Proposition de corrigé : Concours Agro Véto Concours C

à l'usage exclusif des membres de l'UPA et de l'UPS

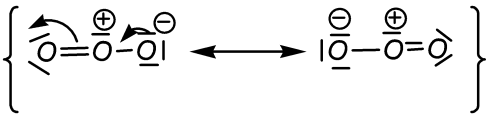
Maud SAVEYROUX (maud.saveyroux@free.fr) - BCPST2 Lycée J. Prévert (Boulogne-B.)

1- Traitement de l'eau par oxydation à l'ozone

1.1. Configuration électronique de l'atome d'oxygène : Z = 8 $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

1.2. Représentation de Lewis de la molécule d'ozone : 

1.3. Il existe des formes mésomères donc les deux liaisons O-O sont identiques, de longueur intermédiaire entre la simple et la double liaison.



1.4. *1) pH de début de précipitation de $Fe(OH)_2$*

$Fe(OH)_2(s) = Fe^{2+}(aq) + 2\ HO^-(aq)$

$Ks_1 = [Fe^{2+}].[HO^-]^2$ avec $[Fe^{2+}] = C_0$ au début de la précipitation

d'où $[HO^-] = \sqrt{\frac{Ks_1}{C_0}} = 10^{-7,05}$ mol.L^{-1} donc $[H_3O^+] = \frac{Ke}{[HO^-]} = 10^{-6,95}$ mol.L^{-1} donc **pH = 6,95**

pH de début de précipitation de $Fe(OH)_3$

$Fe(OH)_3(s) = Fe^{3+}(aq) + 3\ HO^-(aq)$

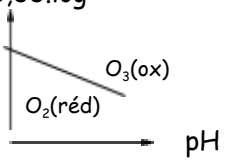
$Ks_2 = [Fe^{2+}].[HO^-]^3$ avec $[Fe^{3+}] = C_0$ au début de la précipitation

d'où $[HO^-] = \sqrt[3]{\frac{Ks_2}{C_0}} = 10^{-12,3}$ mol.L^{-1} donc $[H_3O^+] = \frac{Ke}{[HO^-]} = 10^{-1,7}$ mol.L^{-1} donc **pH = 1,7**

2) **1.** $O_3(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- = O_2(aq) + H_2O(l)$ *(1)*

2. $E = E°_{O3/O2} + 0,03.\log\left(\frac{[H^+]^2.[O_3]}{[O_2]}\right) = E°_{O3/O2} - 0,06.pH + 0,03.\log\left(\frac{[O_3]}{[O_2]}\right)$

3. A la frontière: $[O_3] = [O_2]$ donc $E = E°_{O3/O2} - 0,06.pH$



4. O_3 et Fe^{2+} ont des DP disjoints donc l'ozone pourra éliminer les traces d'ions Fe^{2+}.

5. Si le pH est supérieur à 2, les ions Fe^{3+} précipitent en $Fe(OH)_3$.

La demi-équation rédox est :

$Fe^{2+}(aq) + 3H_2O(l) = Fe(OH)_3(s) + 3H^+(aq) + e^-$ *(2)*

Equation bilan : *(1)* + 2*(2)*

$$2Fe^{2+}(aq) + 5H_2O(l) + O_3(aq) = 2Fe(OH)_3(s) + 4H^+(aq) + O_2(aq)$$

2- Synthèse de l'ammoniac

2.1. A l'équilibre : $\Delta_r G^\circ = -RTLnK^\circ(T)$ d'où $K^\circ = \exp(-\Delta_r G^\circ/RT) = 716.10^3$

2.2. *Choix de la température :* Loi de Van't Hoff : $\frac{dLnK^\circ}{dT} = \frac{\Delta_r H^\circ}{RT^2}$

Si la température diminue, dT < 0, or $\Delta_r H° < 0$ donc dLnK° > 0, donc la constante d'équilibre augmente : la réaction se déplace ainsi dans le sens direct. Il est donc souhaitable de travailler à ***basse température*** pour augmenter le rendement.

Choix de la pression : $Q = \frac{(p_{NH3})^2.p_o^{\,2}}{(p_{H2})^3.p_{N2}} = \frac{(x_{NH3})^2.p_o^{\,2}}{(x_{H2})^3.x_{N2}.p^2}$

Si la pression augmente, Q < K°, donc l'équilibre se déplace dans le sens direct. La réaction est donc favorable à ***haute pression.***

2.3. *1)*

	$N_2(g)$	+ $3\,H_2(g)$	= $2\,NH_3(g)$	*Nombre de moles total de gaz : n_T*
t = 0	1	3	0	4
$t_{éq}$	$1 - x_{éq}$	$3(1 - x_{éq})$	$2\,x_{éq}$	$4 - 2\,x_{éq}$

La constante d'équilibre s'écrit alors :

$$K^\circ = \frac{(n_{NH3})^2.p_o^{\,2}.(n_T)^2}{(n_{H2})^3.n_{N2}.p^2} = \frac{4x_{éq}^{\,2}.p_o^{\,2}.(4-2x_{éq})^2}{27.(1-x_{éq})^3.(1-x_{éq}).p^2} = \frac{4.(0,6)^2.1^2.(4-1,2)^2}{27.(1-0,6)^4.(300)^2} = 1,8.10^{-4}$$

2) La réaction se déroule à hautes pressions, ce qui est cohérent avec l'étude précédente. Par contre, la température est très élevée ce qui est contraire à l'étude thermodynamique mais favorable d'un point de vue cinétique.

3- Saturation de la thyroïde par l'iodure de potassium

3.1. □ *Document 1* : la solution (S) est constituée d'un comprimé dans V = 100 mL d'eau.

Un volume V_0 = 20 mL est dosé par une solution de nitrate d'argent à la concentration molaire $C_1 = 5,0.10^{-3}$ mol.L^{-1}.

Exploitation de la courbe : *Equation de la réaction* $Ag^+(aq) + I^-(aq) = AgI(s)$

A l'équivalence $C_1.V_E = C_S.V_0$

$$C_S = \frac{C_1.V_E}{V_0} = \frac{5,0.10^{-3}.16}{20} = 4,0.10^{-3}\,mol.L^{-1}$$

Le nombre de moles d'ions iodure dans la solution (S) :

n = C_S.V = 4,0.10^{-3}.0,100 = **4,0.10^{-4} mol dans un comprimé**

□ *Document 2 :* Il s'agit de l'iode ^{127}I dans le comprimé donc la masse molaire de l'iode est **M = 127 g.mol^{-1}.**

□ *Document 3 :* un comprimé pèse 65 mg M(K) = 39 g.mol^{-1}

La **masse de KI** contenue dans un comprimé est donc **m** = 4,0.10^{-4}.(127 + 39) = **66,4 mg** (ce qui est cohérent avec l'étiquette).

 Document 4 : un adulte doit ingérer 100 mg par 24h d'iode 127.

$m_{(iode,\ par\ cachet)}$ = $4{,}0.10^{-4}.127$ = **50,8 mg** L'adulte doit ingérer **2 comprimés** par 24h.

4- Etude des composés du citral en chimie organique

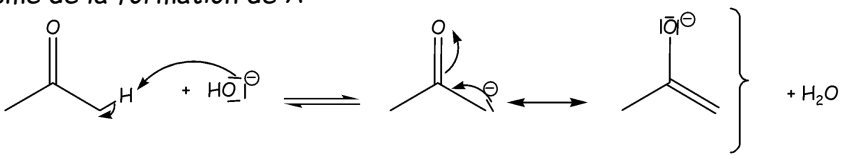
4.1. *1)* Seule la configuration de la double liaison C=C change, ce sont des *diastéréoisomères.*

2) Ces molécules ont un plan de symétrie, elles sont achirales et n'ont pas de pouvoir rotatoire.

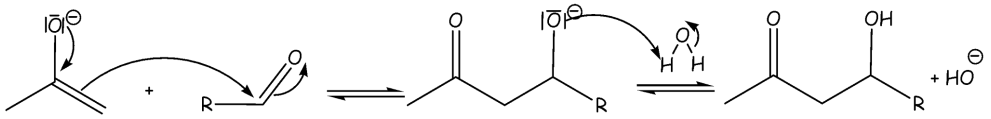
3) Le (E) est le composé le plus stable car il y a moins de gêne stérique, soit *le géranial.*

4.2. *1)* B, le géranial, noté R-C=O

Mécanisme de la formation de A

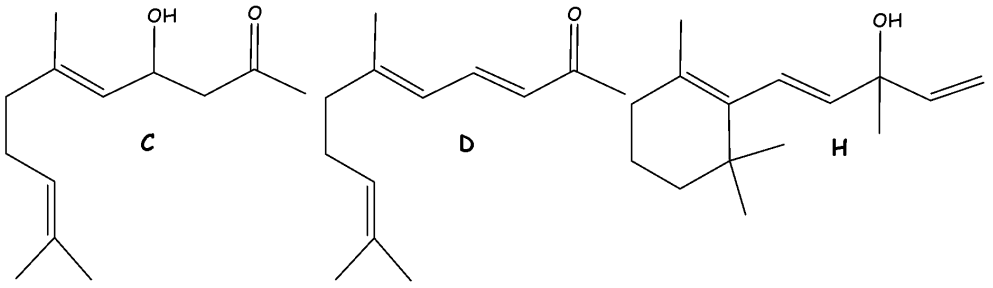


Mécanisme de la formation de C



2) *Formule topologique de C :* *3)* *Formule topologique de D :*

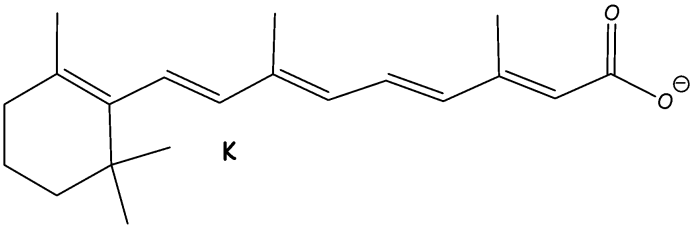
4) *Familles des énones* *5)* *Formule topologique de H :*



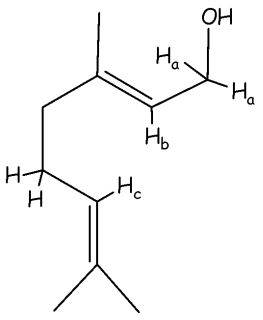
6) **1.** Réaction de saponification.

2. Totale, rapide.

3. Formule topologique de K :



4.3. *1)*

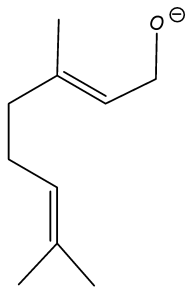


H_a: 4,1-4,2 ppm, couplé avec un proton H_b, doublet (déblindé par l'atome d'oxygène)

H_b: 5,4 ppm, couplé avec deux protons H_a, triplet (H éthylénique, à proximité de l'atome d'oxygène)

H_c: 5,1 ppm, couplé avec deux protons H, triplet (H éthylénique)

2) Formule topologique de M :



3) **1.** Conditions d'applications de l'AEQS : $v_{formation}(IR) << v_{disparition}(IR)$

2. On applique la loi de Van't Hoff aux actes élémentaires.

$$v = \frac{d[N]}{dt} = k_2.[R^{\oplus}].[M]$$

On applique l'AEQS à l'IR : $R^{\oplus}$: $\frac{d[R^{\oplus}]}{dt} = k_1.[RBr] - k_{-1}.[R^{\oplus}].[Br^{-}] - k_2.[R^{\oplus}].[M] \approx 0$

D'où : $[R^{\oplus}] = \frac{k_1.[RBr]}{k_{-1}.[Br^{-}] + k_2.[M]}$ ainsi : $v = \frac{k_1.k_2.[RBr].[M]}{k_{-1}.[Br^{-}] + k_2.[M]}$.

3. Si $k_{-1}.[Br^{-}] << k_2.[M]$, la vitesse s'écrit alors : $v = k_1.[RBr]$, soit une cinétique d'ordre 1 par rapport à RBr.

4.

