

Premier problème : dihydrogène et dérivés hydrogénés

A. Synthèse du dihydrogène $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + 3 \text{H}_2$

A.1. La constante de l'équilibre ci-dessus s'écrit en fonction des pressions partielles à l'équilibre des

différents constituants : $K^\circ = \frac{P_{\text{H}_2}^3 P_{\text{CO}}}{P_{\text{H}_2\text{O}} P_{\text{CH}_4} P^{\circ 2}}$

A.2. Le quotient de réaction s'obtient en écrivant pour la pression partielle instantanée de chaque

constituant : $P_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}} P_{\text{tot}}$ où n_i et n_{tot} désignent respectivement la quantité de matière du constituant i et

la quantité de matière totale : $Q_{\text{r initial}} = \frac{n_{\text{H}_2}^3 n_{\text{CO}}}{n_{\text{H}_2\text{O}} n_{\text{CH}_4} n_{\text{tot}}^2} \frac{P_{\text{tot}}^2}{P^{\circ 2}}$ **AN : $Q_{\text{r initial}} = 1,56$**

A.3. On constate que $Q_{\text{r initial}} \neq K^\circ$, le système n'est donc pas en équilibre thermodynamique.

A.4. L'affinité chimique du système $\mathcal{A}$ s'écrit $\mathcal{A} = RT \ln \frac{K^\circ}{Q_{\text{r}}}$ et l'évolution d'un système chimique est régie par le signe de l'entropie créée $\delta S_{\text{cr}} > 0$; or $\delta S_{\text{cr}} = \mathcal{A} d\xi$ où ξ est l'avancement de la réaction. Ici $\mathcal{A}$ est positive, l'avancement doit augmenter pour amener le système à l'équilibre soit donc une évolution dans le sens 1 de formation du dihydrogène

A.5. La composition du système à l'équilibre s'obtient à partir du tableau d'avancement (en mol) :

	CH_4	+	H_2O	=	CO	+	3H_2	
état initial	10		10		0		0	$n_{\text{tot}} = 20$
équilibre	$10 - \xi_e$		$10 - \xi_e$		ξ_e		$3\xi_e$	$n_{\text{tot}} = 2(10 + \xi_e)$

On en déduit l'expression de K° : $K^\circ = Q_{\text{r équilibre}} = \frac{27\xi_e^4}{4(100 - \xi_e^2)^2} 100$ puis grâce à la valeur numérique de

K° , la valeur de l'avancement à l'équilibre ξ_e : $\frac{\xi_e^2}{(100 - \xi_e^2)^2} = \frac{2}{30} \sqrt{5}$ et **$\xi_e = \sqrt{\frac{20/3\sqrt{5}}{1 + 2/30\sqrt{5}}} = 3,6$**
mol

Alors $n_{\text{CH}_4} = n_{\text{H}_2\text{O}} = 6,4 \text{ mol}$; $n_{\text{CO}} = 3,6 \text{ mol}$; $n_{\text{H}_2} = 10,8 \text{ mol}$

A.6. L'équilibre est endothermique dans le sens 1 (formation de dihydrogène) : **une augmentation de température provoquera donc un déplacement dans le sens 1.**

En effet, la loi de Van't Hoff s'écrit : $\frac{d \ln K^\circ}{dT} = \frac{\Delta_r H^\circ}{RT^2}$; $\Delta_r H^\circ$ étant positif, $\ln K^\circ$ augmente avec la température. Supposons une augmentation de la température de T_1 (constante K°_1) à T_2 (constante K°_2) ; avant évolution de la composition du système, le quotient de réaction est égal à K°_1 inférieur à K°_2 ; le même raisonnement qu'au A.4 permet de justifier l'évolution du système dans le sens 1.

A.7. L'addition d'une mol de CO, constituant actif, à température et pression constante conduit à une évolution dans le sens de la consommation de CO (loi de modération de Le Châtelier).

En effet, le critère d'évolution du système accompagnant une variation élémentaire d'affinité chimique

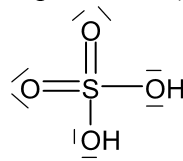
s'écrit $d\mathcal{A} d\xi > 0$; or, $\mathcal{A} = RT \ln \frac{K^\circ}{Q_r}$ et $d\mathcal{A} = -RT \frac{dQ_r}{Q_r}$ à T constant, Q_r étant donné par l'expression établie au A.3.

On en déduit donc, lorsque n_{CO} et donc également n_{tot} varient de dn_{CO} : $d\mathcal{A} = -RT dn_{CO} \left[\frac{1}{n_{CO}} - \frac{2}{n_{tot}} \right]$.

Or $n_{tot} > 2n_{CO}$, donc $d\mathcal{A} < 0$ et $d\xi$ doit être négatif conformément au critère d'évolution, soit une évolution dans le sens 2 de consommation du dihydrogène et de CO.

B. Fluorure d'hydrogène

B.8. Représentation de Lewis de l'acide sulfurique H_2SO_4 (H a un électron de valence, O et S en ont 6) :



B.9. Equilibre (1) : $CaF_{2(s)} + H_2SO_{4(l)} = CaSO_{4(s)} + 2 HF_{(g)}$

La variance est le nombre minimum de paramètres physicochimiques intensifs permettant de déterminer complètement un système physico-chimique.

Elle est calculée grâce à la formule de Gibbs $v = N - r + 2 - \phi$ avec

N , nombre de constituants physico-chimiques indépendants $N = 4$

r , nombre de relation : $r = 1$ (réaction chimique)

2 désignent température et pression

ϕ , nombre de phases : $\phi = 4$ chaque phase solide constituant une phase unique

soit donc ici $v = 1$

L'équilibre (1) est monovariant : les paramètres intensifs sont T et P (pas de paramètres de composition) il existe donc une relation liant température et pression d'équilibre.

B.10. L'enthalpie libre standard de réaction à 298 K est calculée grâce à la relation de définition :

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \Delta_r S^\circ$$

$\Delta_r H^\circ$ et $\Delta_r S^\circ$ sont calculées grâce aux lois de Hess reliant grandeurs standard de réaction et grandeurs standard de formation :

$$\Delta_r H^\circ = \sum_i \nu_i \Delta_f H^\circ_i = 2 \Delta_f H^\circ(HF_{(g)}) + \Delta_f H^\circ(CaSO_{4(s)}) - \Delta_f H^\circ(H_2SO_{4(l)}) - \Delta_f H^\circ(CaF_{2(s)})$$

$$\Delta_r S^\circ = \sum_i \nu_i S^\circ_i = 2 S^\circ(HF_{(g)}) + S^\circ(CaSO_{4(s)}) - S^\circ(H_2SO_{4(l)}) - S^\circ(CaF_{2(s)})$$

$$\text{AN } \Delta_r H^\circ = 57,3 \text{ kJ/mol} \quad \Delta_r S^\circ = 228,3 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1} \quad \Delta_r G^\circ = -10,7 \text{ kJ/mol} \quad \text{à } 298\text{K}$$

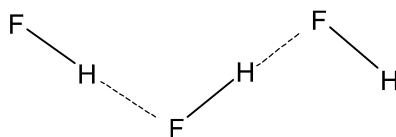
B.11. La loi de Guldberg et Vaage permet de calculer $K^\circ = \exp\left(-\frac{\Delta_r G^\circ}{RT}\right)$. Or $K^\circ = \left(\frac{P_{HF}}{P^\circ}\right)^2$.

$$\text{On a donc : } P_{HF} = P^\circ \sqrt{K^\circ} = P^\circ \sqrt{\exp\left(-\frac{\Delta_r G^\circ}{RT}\right)}$$

$$\text{AN } P_{HF} = 8,7 \text{ bar}$$

B.12. La réaction se fait avec création d'une espèce gazeuse et sera donc favorisée par les faibles pressions (loi de modération de Le Châtelier).

B.13. La cohésion du polymère est assurée par des liaisons hydrogène, possibles car F est petit et électronégatif :



B.14. Le tableau d'avancement de l'équilibre (2) permet d'exprimer la densité du mélange gazeux :

$$\text{Etat initial} \quad (\text{HF})_{n(g)} = n \text{ HF}_{(g)}$$

$$\text{Dissociation} \quad n_0 (1 - \alpha) \quad n_0 n \alpha \quad n_{\text{total}} = n_0 (1 + (n-1) \alpha)$$

La densité d'un mélange gazeux s'écrit : $d = \sum_i x_i \frac{M_i}{M_{\text{air}}}$ où x_i désigne la fraction molaire du constituant i et M_i et M_{air} désignent les masses molaires du constituant i et de l'air. On a donc ici, compte tenu de $M_{(\text{HF})n}$

$$= n M_{\text{HF}} : d = \frac{n}{1 + (n-1)\alpha} \frac{M_{\text{HF}}}{M_{\text{air}}} = 0,689 \frac{n}{1 + (n-1)\alpha}$$

B.15. Les données de l'énoncé précisent que le polymère se dissocie sous l'effet de la température, ce qui correspond à $\alpha = 1$; l'expression obtenue ci-dessus conduit alors à $d = 0,689$ qui est bien cohérent avec la valeur de la densité obtenue pour des températures élevées.

La valeur maximale de la densité est obtenue lorsque le fluorure d'hydrogène est entièrement sous forme de polymère, c'est-à-dire $\alpha = 0$ et l'expression précédente donne $d_{\text{max}} = 0,689n$.

$$\text{On en déduit la valeur de } n = \frac{d_{\text{max}}}{0,689} \quad \text{AN} \quad n = 6$$

B.16.a. Connaissant la valeur de n , on peut écrire la constante de l'équilibre

$$K^\circ(2) = \frac{P_{\text{HF}}^6}{P_{(\text{HF})_6}} = \frac{x_{\text{HF}}^6}{x_{(\text{HF})_6}} \left(\frac{P_{\text{tot}}}{P^\circ} \right)^5 \quad \text{soit} \quad K^\circ(2) = \frac{(6\alpha)^6}{(1-\alpha)(1+5\alpha)^5} \left(\frac{P_{\text{tot}}}{P^\circ} \right)^5$$

La valeur de α à l'équilibre à 25°C est déduite de la valeur de la densité : $d = 0,689 \frac{6}{1+5\alpha}$

$$\text{AN : } \alpha = 0,267 \text{ et } K^\circ(2) = 0,33$$

b. Sous une pression de 5 bar, le coefficient de dissociation sera plus faible que la valeur calculée au a. (cf. déplacement de l'équilibre selon la loi de Le Châtelier) ; on peut négliger dans l'expression de

$$K^\circ(2) \alpha \text{ et } 5\alpha \text{ devant } 1 \text{ et on écrit donc : } K^\circ(2) \approx (6\alpha)^6 \left(\frac{P_{\text{tot}}}{P^\circ} \right)^5 \quad \text{soit} \quad \alpha = \frac{1}{6} \frac{K^\circ(2)^{1/6}}{P_{\text{tot}}^{5/6}}$$

$$\text{AN } \alpha = 3,6 \cdot 10^{-2} \text{ on vérifie bien la validité des hypothèses faites et on déduit } d = 0,689 \frac{6}{1+5\alpha} = 3,5$$

C. Eau et fluorure d'hydrogène

Binaire eau-fluorure d'hydrogène

C.17. La pression de 1,013 bar est la pression atmosphérique moyenne (1 atm)

C.18. Diagramme binaire

A haute température, domaine (I), on trouve le domaine de la vapeur : une phase unique homogène mélange des deux constituants.

Les domaines intermédiaires ((II) et (III)) sont les domaines biphasés liquide + vapeur en équilibre, la vapeur étant plus riche que le liquide en constituant le plus volatil (HF)

Le domaine (IV) est le domaine du liquide homogène : une seule phase, mélange des deux constituants

C.19. Le binaire HF/H₂O n'est pas idéal ; en effet, il s'agit d'un diagramme à azéotrope (azéotrope à minimum puisqu'on observerait un minimum de pression dans le diagramme isotherme). Un diagramme binaire idéal se présente sous forme d'un fuseau unique et étroit.

C.20. (a) est la courbe de rosée qui donne la composition de la phase vapeur

(b) est la courbe d'ébullition qui donne la composition de la phase liquide

Pour un système dont le point représentatif est situé dans le domaine (II) ou (III), il suffit de tracer une isotherme (horizontale) passant par ce point : l'abscisse des points d'intersection de cette horizontale avec la courbe (a) (resp. (b)) donne la composition de la phase vapeur (resp. liquide) en équilibre à cette température.

C.21. La distillation d'un mélange de fraction molaire égale à 0,383 c'est-à-dire correspondant à la composition de l'azéotrope conduit à la température de 112,4°C à la formation d'une vapeur de même composition : le mélange bout comme un corps pur à température constante.

Fractions massiques et fractions molaires

C.22. Par définition, la fraction molaire en HF dans le liquide s'écrit : $x = \frac{n_{HF}^l}{n_{HF}^l + n_{H_2O}^l}$
 n_i^l désigne la quantité de matière de i dans le liquide ; or $n_i^l = m_i^l / M_i$

$$\text{Donc } x = \frac{\frac{m_{HF}^l}{M_{HF}^l}}{\frac{m_{HF}^l}{M_{HF}^l} + \frac{m_{H_2O}^l}{M_{H_2O}^l}} = \frac{I}{I + \frac{m_{H_2O}^l}{m_{HF}^l} \frac{M_{HF}^l}{M_{H_2O}^l}} \quad \text{soit } x = \frac{I}{I + \frac{I - w_l}{w_l} \frac{M_{HF}}{M_{H_2O}}} \quad \text{puisque } w^l = \frac{m_{HF}^l}{m_{HF}^l + m_{H_2O}^l}$$

$$y = \frac{I}{I + \frac{I - w_g}{w_g} \frac{M_{HF}}{M_{H_2O}}}$$

C.23. De la même façon on a y =

C.24. A 86,6 °C, on lit la composition des deux phases (cf. question C.20.) $w_l = 60,7\%$ et $w_g = 97,3\%$.
 On en déduit, d'après C.22. et C.23. $x = 0,582$ et $y = 0,970$

On a donc les 4 relations suivantes :

$$x = \frac{n_{HF}^l}{n_{HF}^l + n_{H_2O}^l} \quad y = \frac{n_{HF}^v}{n_{HF}^v + n_{H_2O}^v}$$

$$n_{HF} = 35,0 \text{ mol} = n_{HF}^l + n_{HF}^v \quad n_{H_2O} = 15,0 \text{ mol} = n_{H_2O}^l + n_{H_2O}^v$$

dont on déduit :

$$x = \frac{n_{HF} - n_{HF}^v}{n_{HF} + n_{H_2O} - (n_{HF}^v + n_{H_2O}^v)} = \frac{n_{HF} - n_{HF}^v}{n_{HF} + n_{H_2O} - \frac{n_{HF}^v}{y}} \quad \text{soit : } n_{HF}^v = \frac{n_{HF}(1-x) - n_{H_2O}}{1 - \frac{x}{y}} \quad \text{et } n_{HF}^l = n_{HF} - n_{HF}^v$$

$$\text{Par symétrie, on obtient } n_{H_2O}^v = \frac{n_{H_2O}(1-x) - n_{HF}}{1 - \frac{x}{y}} \quad \text{et } n_{H_2O}^l = n_{H_2O} - n_{H_2O}^v$$

AN : $n_{HF}^v = 14,75 \text{ mol}$ $n_{HF}^l = 20,25 \text{ mol}$ $n_{H_2O}^v = 0,46 \text{ mol}$ et $n_{H_2O}^l = 14,54 \text{ mol}$

On vérifie bien que la phase vapeur est plus riche que la phase liquide en HF constituant le plus volatil

D. Solutions diluées d'acides fluorhydrique

D.25. Représentation de FHF^- : $\begin{array}{c} \text{F} \\ | \\ \text{F} - \text{H} - \text{F} \\ | \\ \text{F} \end{array}$
 les deux liaisons ne sont pas covalentes : on peut envisager une liaison H

D.26. La conservation de la matière impose : $c = [HF] + [F^-] + 2 [HF_2^-]$ (5)

D. 27. Etude d'une solution d'acide fluorhydrique dans laquelle : $[F^-] = [HF_2^-]$ (6)

Les constantes des équilibres 3 et 4 s'écrivent :

$$K_3 = \frac{h [F^-]}{c^\circ [HF]} \quad (h = [H_3O^+] \text{ à l'équilibre}) \quad \text{et} \quad K_4 = \frac{c^\circ [HF_2^-]}{[F^-][HF]} = \frac{c^\circ}{[HF]} \quad (\text{d'après (6)}) \quad \text{soit donc } [HF] = \frac{c^\circ}{K_4} \quad (7)$$

$$(5) \text{ s'écrit maintenant : } c = [HF] + 3[F^-] = \frac{c^\circ}{K_4} \left(1 + 3K_3 \frac{c^\circ}{h} \right)$$

Par ailleurs, on dresse le tableau d'avancement (en concentrations) des deux réactions en faisant le bilan de toutes les espèces :

	HF	H ⁺	F ⁻	FHF ⁻
EI	c			
Apparu ou disparu par (4)	-h	+h	+h	
Apparu ou disparu par (5)	-x ₂		-x ₂	+x ₂
Bilan	c-h-x ₂	+h	+h-x ₂	+x ₂

Grâce à (6), on obtient $h - x_2 = x_2$ soit $h = 2[F^-]$ (8)

Rq : on retrouve l'électroneutralité de la solution

$$\text{On reporte (7) dans } K_3 \text{ soit : } K_3 = \frac{2 [F^-]^2}{c^\circ [HF]} = \frac{2 [F^-]^2}{c^{\circ 2}} K_4 \quad (\text{d'après (7)}) \quad \text{d'où } [F^-] = [HF_2^-] = c^\circ \sqrt{\frac{K_3}{2K_4}}$$

$$\text{On a donc } c = \frac{c^\circ}{K_4} + 3 c^\circ \sqrt{\frac{K_3}{2K_4}} \quad \text{et} \quad h = 2 c^\circ \sqrt{\frac{K_3}{2K_4}}$$

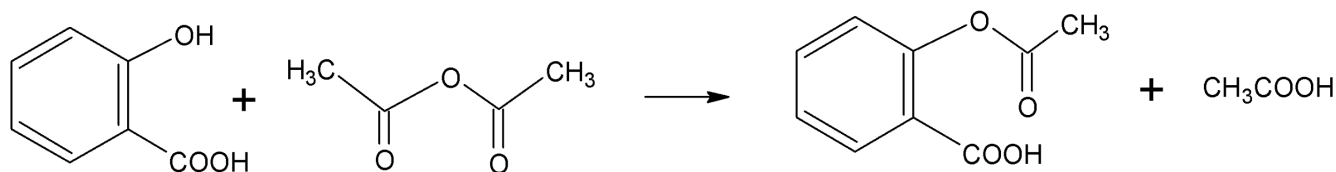
AN $c = 0,24 \text{ mol/L}$ et $h = 1,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ soit $\text{pH} = 1,8$

D.28. La proportion d'acide ayant réagi est donc (cf. tableau d'avancement) :

$$\alpha = \frac{h + x_2}{c} = 3 \frac{[F^-]}{c} = 3 c^\circ \sqrt{\frac{K_3}{2K_4}} \quad \text{AN : } \alpha = 11,8\%$$

A. Préparation de l'acide 2-acétoxybenzoïque ou aspirine

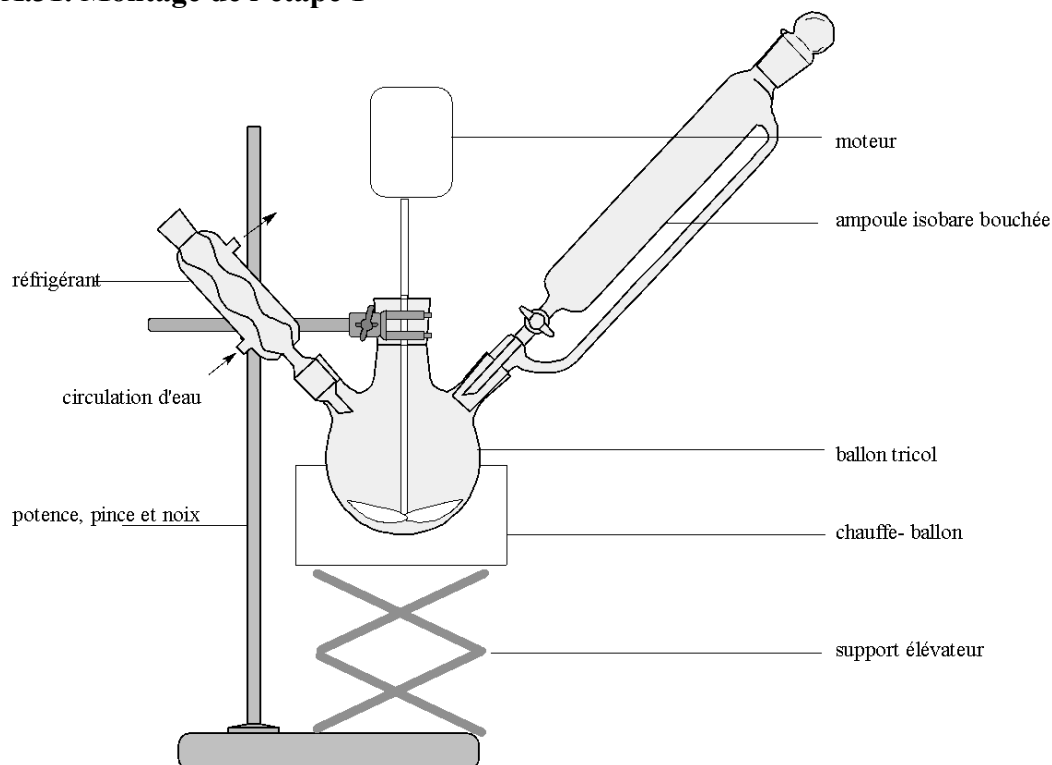
A.29. Equation- bilan de la synthèse de l'aspirine : estérification



A.30. Etape 1 : Manipulation d'acide phosphorique et d'anhydride : gants, lunettes, sous hotte

Etape 5 : le chauffage peut être réalisé grâce à un chauffe-ballon ou un bain-marie sans oublier la pierre-ponce, le montage étant disposé sur un support élévateur en position haute.

A.31. Montage de l'étape 1



A.32. L'étape 4 est l'essorage sur büchner : les lavages sont réalisés en ajoutant de l'eau dans le filtre (sans vide), puis en triturant le mélange ; l'aspiration sous vide permet l'évacuation du filtrat dont on contrôle le pH à l'aide de papier pH (+ agitateur de verre). On renouvelle les opérations jusqu'à ce que le pH des eaux de lavage soit celui de l'eau utilisée (neutralité)

A.33. L'étape 5 est une recristallisation dans un mélange eau-éthanol : le solide est soluble dans l'éthanol, insoluble dans l'eau ; la méthode utilisée permet d'ajuster la composition du mélange de recristallisation de façon à limiter les pertes.

A.34. Le point de fusion du solide est mesuré grâce à un banc Köfler : il s'agit d'une plaque dont une des extrémités est chauffée à environ 260°C. Il s'établit un gradient de température le long de la plaque (de 50°C à 260°C). Son utilisation nécessite un étalonnage préalable : si on connaît la température de fusion approximative du produit, on étalonne le banc (en positionnant un curseur mobile à la limite entre solide et liquide, l'étalonnage étant réalisé en alignant un index mobile sur le curseur avec la température de fusion) au voisinage de cette température (sinon on repère approximativement la température de fusion avant d'étalonner le banc) puis on fait la mesure proprement dite, la position du curseur permettant la lecture de la température au droit de l'index.

A.35. L'utilisation d'un anhydride, tout aussi efficace que le chlorure, est préférée car il est moins dangereux, donc plus facile à manipuler ; son hydrolyse est plus lente que celle du chlorure et se fait sans dégagement de HCl.

A.36. Synthèse d'anhydride éthanoïque : on peut déshydrater l'acide éthanoïque (chauffage en présence de P_4O_{10}) ou préparer le chlorure d'éthanoyle (acide + $SOCl_2$) et le faire réagir sur l'anion carboxylate.

B. Synthèse du salbutamol®

B.37. La synthèse de **A** à partir d'aspirine est une synthèse d'ester qui peut se faire :

- directement avec du méthanol mais le rendement est médiocre
- passage par un chlorure d'acyle (aspirine + $SOCl_2$) puis réaction sur le méthanol en milieu basique (pyridine). Le milieu doit être légèrement basique (pour ne pas saponifier l'un ou l'autre ester).

B.38. Spectres :

- Composé (1) : le spectre RMN présente 4 protons aromatiques (7-8 ppm) et 2 singulets correspondant à des protons non couplés dont les déplacements chimiques sont cohérents avec des protons en situation $-O-CH$ ($\delta = 3,8\text{ppm}$) ou $CO-CH$ ($\delta = 2,3\text{ ppm}$)

le spectre IR montre deux bandes $C=O$ à 1720 et 1740 cm^{-1} pouvant correspondre à des esters et surtout une absence de bande $O-H$

Le composé (1) est donc **A**

-composé (2) : le spectre RMN présente 3 protons aromatiques (entre 7 et 8,2 ppm) et 3 singulets dont les déplacements chimiques sont cohérents avec de protons en situation $Ar-O-H$ ($\delta = 11\text{ ppm}$)

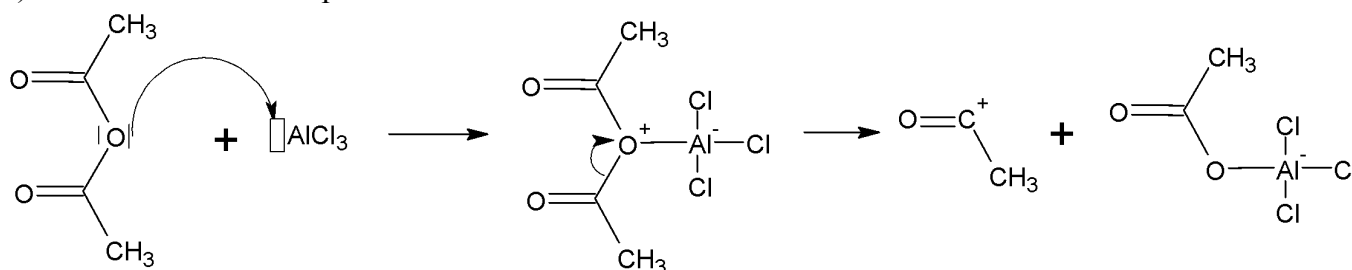
$CO-CH$ ($\delta = 2,5\text{ ppm}$) et $O-CH$ ($\delta = 3,9\text{ ppm}$)

le spectre IR présente une large bande OH entre 3000 et 3500 cm^{-1}

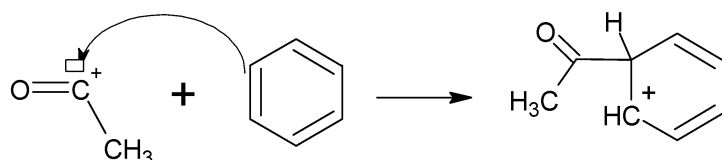
Le composé (2) est donc **B**

B. 39. Mécanisme de l'acylation de Friedel et Crafts : substitution électrophile aromatique

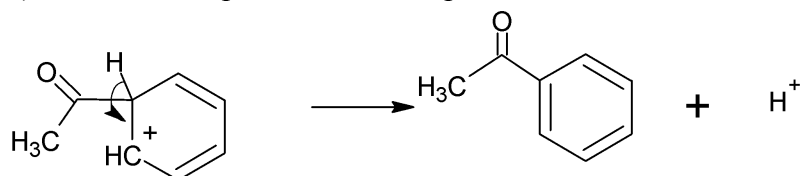
1) Formation de l'électrophile



2) Formation de l'intermédiaire de Wheland



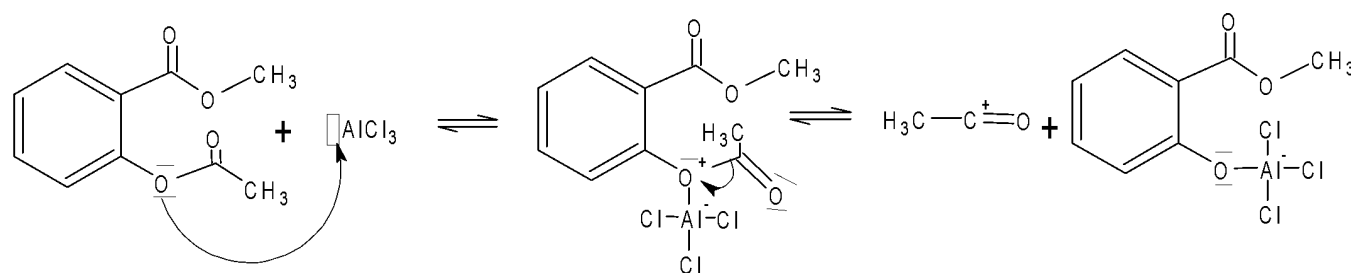
3) Formation du produit avec récupération de l'aromaticité



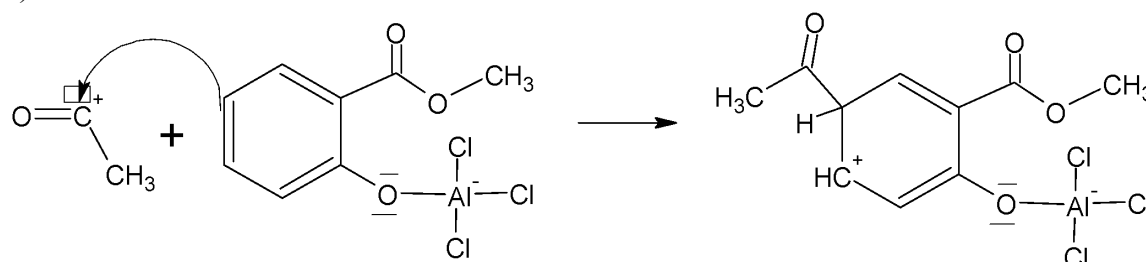
Rq : Il faut plus de deux équivalents d'acide de Lewis $AlCl_3$ qui est complexé avec la cétone formée et avec l'acide ; il faut une hydrolyse acide pour libérer la cétone qui détruit $AlCl_3$ (formation de Al^{3+} et Cl^-)

B.40. La formation de B à partir de A est une acylation intramoléculaire en présence de AlCl_3 .

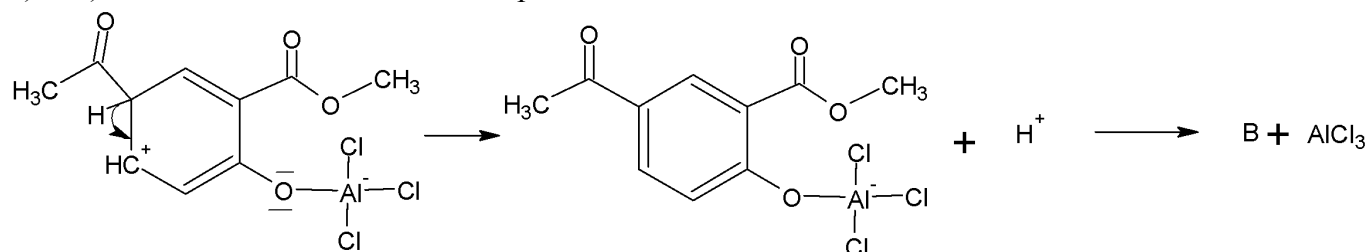
1) réaction acide-base de Lewis et formation de l'électrophile



2) formation de l'intermédiaire de Wheland

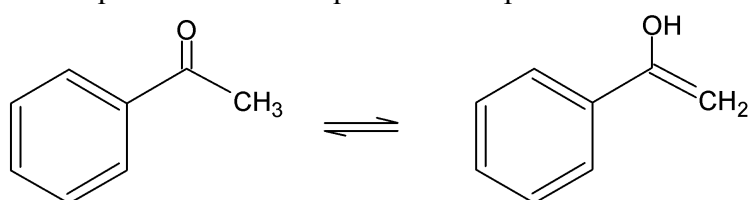


3) et 4) réaromatisation et libération du phénol

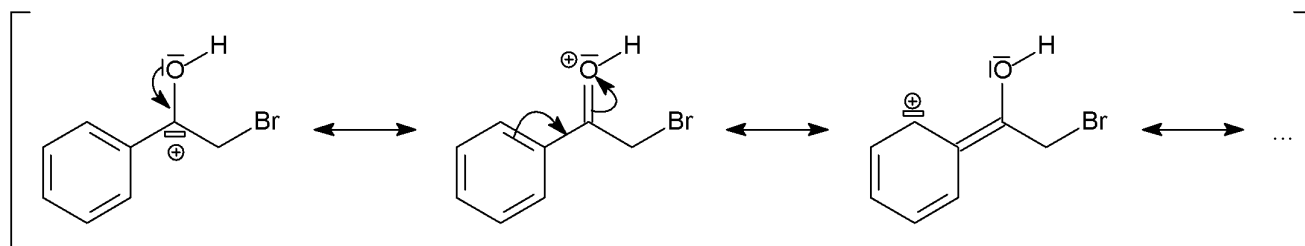


Régiosélectivité : le groupe $-\text{OH}$ est ortho-para orienteur (effet mésomère donneur) et le groupe ester est méta-orienteur (effet mésomère attracteur). Deux positions sont donc favorables puisque cohérentes avec ces deux orientations : il s'agit des positions en ortho et en para du groupe $-\text{OH}$ mais la position ortho est moins favorable stériquement et le produit majoritaire formé sera effectivement **B**

B.41. Equilibre céto-énolique de l'acétophénone :

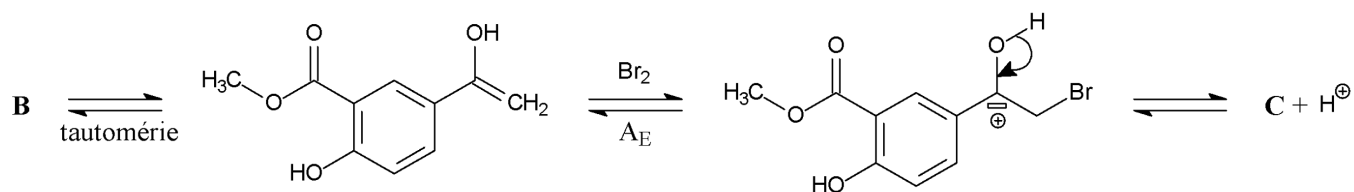


B.42. Le cation formé ici est stabilisé par résonance, à la fois par le cycle aromatique et le groupe hydroxyle :

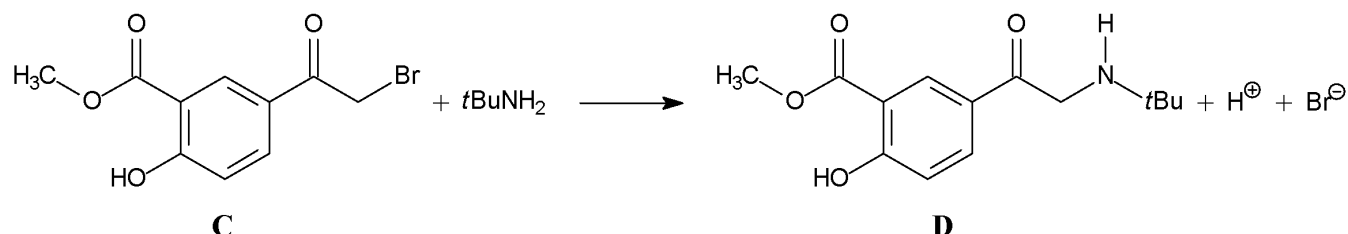


La formation de ce cation est ainsi plus facile que celle d'un cation bromonium ponté analogue à celui observé lors de la dibromation d'un alcène.

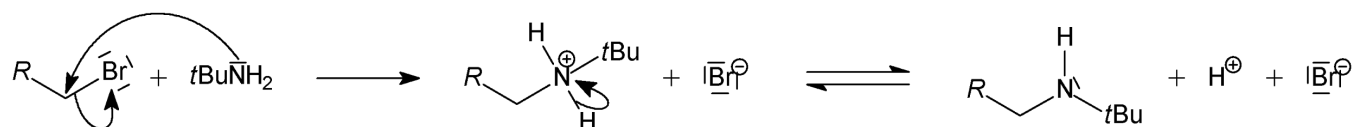
B.43. Le composé **C** est formé par déprotonation de l'intermédiaire analogue à celui de la question précédente :



B.44. On a le bilan suivant :



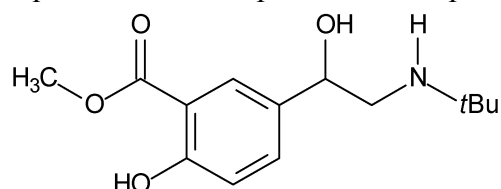
B.45. Avec un halogénoalcane primaire et une amine primaire (bon nucléophile), on peut proposer une substitution nucléophile bimoléculaire S_N2 . En notant **C** sous la forme simplifiée $R-CH_2Br$, on a :



La S_N2 proprement dite (première étape) est suivie d'un équilibre acido-basique.

B.46. Une mole d'amine permet de réaliser la réaction et la seconde rend le milieu basique, captant le proton libéré lors de la réaction et évitant ainsi tout dégagement de HBr.

B.47. $NaBH_4$ ne permet de réduire que les cétones et pas les esters : par réaction sur **D**, on obtient



(obtenu sous forme racémique : voir question suivante)

B.48. Que ce soit avec $NaBH_4$ ou $LiAlH_4$, la réduction du carbonyle se fait par attaque nucléophile d'un hydruure, attaque équiprobable d'un côté ou de l'autre du plan de ce carbonyle. Pour le carbone asymétrique ainsi créé, il y a autant de produit dans lequel il est de configuration *R* que de produit dans lequel il est de configuration *S*. Comme il s'agit de la seule source de chiralité de la molécule, on obtient un **mélange racémique** des deux produits.

B.49. Pour le carbone asymétrique, l'ordre de priorité des substituants selon les règles de Cahn, Ingold et Prélog est : $O > C(N, H, H) > C(C, C, C) > H$. Le salbutamol® est donc :

