

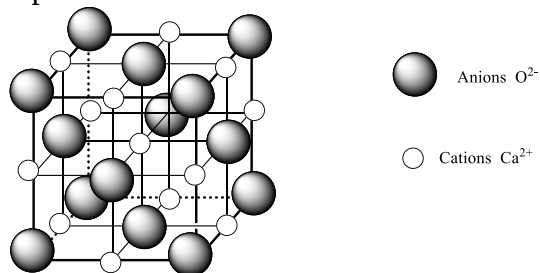
CCINP , TPC , 2025

Problème 1

Partie I- le traitement de l'eau usée

I.1- Traitement par chaulage

Q1. La structure de l'oxyde de calcium est analogue à celle de NaCl , la maille conventionnelle est représentée ci-dessous :



Rappel : les sites octaédriques d'une structure cfc sont centrés au centre de la maille et au milieu de toutes les arêtes .

Q2. Par définition , la coordinence est le nombre de plus proches voisins.

Pour un cation , **coordinence = 6**

(par exemple considérer le cation au centre du cube , les plus proches voisins sont les anions situés aux centres des 6 faces à une distance égale à $a/2$)

Pour un anion **coordinence = 6**

(par exemple considérer un anion au centre d'une face , les plus proches voisins sont les cations situés au milieu des 4 arêtes délimitant cette face , le cation situé au centre de la maille et le cation situé au centre de la maille voisine partageant la face ; à une distance égale à $a/2$)

Population : nombre d'entités chimiques appartenant en propre à la maille :

$$\text{Nombre d'anions : } 8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$$

$$\text{Nombre de cations : } 1 + 12 \times \frac{1}{4} = 4$$

En conclusion **4 CaO par maille**

Q3. La densité renvoie à la masse volumique .

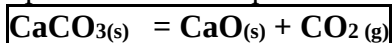
En considérant comme échantillon une maille , cette dernière s'exprime selon $\mu_{CaO} = \frac{4 M(CaO)}{N_A a^3}$.

Par ailleurs , dans le cadre de l'hypothèse d'un solide ionique idéal , le contact anion -cation s'écrit $r(Ca^{2+}) + r(O^{2-}) = \frac{a}{2}$

$$\text{A.N : } a = 2 (100 + 140) = 480 \text{ pm} \quad M = 56,1 \text{ g mol}^{-1} \quad \mu_{CaO} = 3,37 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$$

Soit **d = 3,4**

Q4. La conservation des éléments chimiques conduit à l'équation bilan :



Q5. A partir des données fournies :

$$\Delta_r H^\circ (298) = \sum \bar{v}_i \Delta_f H_i^\circ (298) = 180 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$\Delta_r H^\circ (298) > 0$: la réaction est **endothermique** (elle est d'autant plus favorisée que la température est élevée , conformément à la relation de Van't Hoff $\frac{d \ln K^\circ}{dT} = \frac{\Delta_r H^\circ}{RT^2}$)

Q6. Pour le système chimique siège de la réaction écrite ci-dessus , on compte

N = 5 paramètres intensifs T , P , 3 fractions molaires

R = 4 relations

$x(\text{CaO}) = 1$, $x(\text{CaCO}_3) = 1$ solides supposés non miscibles

$x(\text{CO}_2) = 1$, gaz seul dans sa phase

$$Q_{r \text{ eq}} = K^\circ (T)$$

On en déduit une variance égale à $N - R = 1$.

En d'autres termes , on n'a qu'**un seul degré de liberté**. Si on fixe la température , la valeur de tous les autres paramètres à l'équilibre est fixée . Ainsi , si la température est fixée , l'équilibre ne peut être observé qu'à une seule valeur de pression .

Q7. La réponse à la question nécessite de calculer la constante d'équilibre de la réaction à 900°C .

Cette constante d'équilibre est définie par la relation $-RT \ln K^\circ = \Delta_r G^\circ (T)$

Par ailleurs , $\Delta_r G^\circ (T) = \Delta_r H^\circ (T) - T \Delta_r S^\circ (T)$ et dans le **cadre de l'approximation d'Ellingham**

$$\Delta_r G^\circ (T) = \Delta_r H^\circ (298) - T \Delta_r S^\circ (298)$$

$$\text{A.N. } \Delta_r S^\circ (298) = \sum \bar{v}_i S_i^\circ (298) \quad \Delta_r S^\circ (298) = + 160,4 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta_r G^\circ (900^\circ \text{C}) = 180.10^3 - 1173 \times 160,4 = - 8,2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$K^\circ (900^\circ) = 2,3$$

Pression de CO₂ à l'équilibre

Par application de la loi d'action des masses , on obtient $K^\circ = \frac{P_{\text{CO}_2, \text{eq}}}{P^\circ}$

On en déduit : **$P_{\text{CO}_2, \text{eq}} = 2,3 \text{ bar}$**

Dans les conditions opératoires retenues , la pression est fixée à 1 bar , par conséquent la relation : $P_{\text{CO}_2, \text{eq}} = 2,3 \text{ bar}$ ne peut pas être vérifiée : **l'état final n'est pas un état d'équilibre** .

L'état final est caractérisé par $P_{\text{CO}_2} = 1 \text{ bar}$.

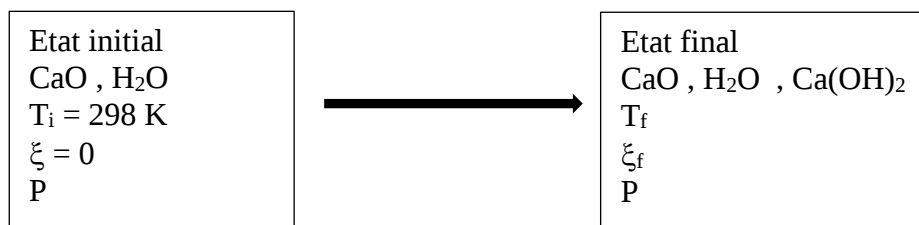
I.1.2- Obtention de la chaux éteinte

Q8. L'important pour ce type de question est de bien définir le système et la transformation étudiés ...

Système : système chimique siège de la réaction d'hydratation $\text{CaO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{Ca(OH)}_{2(s)}$

Transformation étudiée : transformation chimique réalisée dans un malaxeur parfaitement calorifugé et monobare

Variables d'état : T , P , ξ



■ Détermination de ξ_f : il suffit de connaître le réactif limitant

$$n(\text{CaO}) = 100 \cdot 10^3 / 56,1 = 1782 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 600 \cdot 10^3 / 18 = 33333 \text{ mol}$$

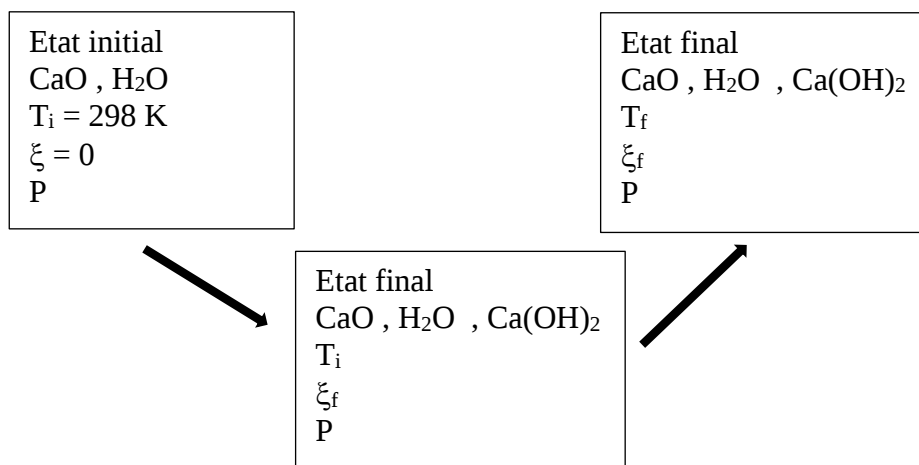
Compte tenu de la stoechiométrie de la réaction, **le réactif limitant est l'oxyde de calcium.**

La réaction est supposée totale donc : **$\xi_f = 1872 \text{ mol}$**

■ Pour la transformation envisagée monobare ; l'application du premier principe conduit à $\Delta H = Q$

Par ailleurs le réacteur est supposé parfaitement calorifugé : $Q = 0$, soit $\Delta H = 0$

Enfin l'enthalpie étant une fonction d'état, sa variation est indépendante du chemin suivi, on envisage alors le chemin fictif :



Ainsi, la variation d'enthalpie peut s'exprimer selon $\Delta H = \xi_f \Delta_r H^\circ + \sum n_i C_i (T_f - T_i)$

$$\text{Avec } n(\text{H}_2\text{O}) = n_0 - \xi_f = 33333 - 1782 = 31551$$

$$n(\text{Ca(OH)}_2) = \xi_f$$

En conclusion : $T_f = T_i - \frac{\xi_f \Delta_r H^\circ}{\sum n_i C_{pi}}$ et $\sum n_i C_i = \xi_f C_P(\text{Ca(OH)}_2) + (n_0 - \xi_f) C_P(\text{H}_2\text{O})$

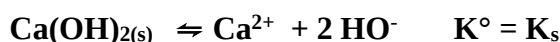
A.N. $\Delta_r H^\circ = -66 \text{ kJ mol}^{-1}$ $T_i = 394 \text{ K}$

$T_f = 122^\circ \text{C}$

Pour réguler la température, on peut introduire un serpentin avec circulation d'eau ou d'un fluide caloporteur.

Q9. Il suffit d'appliquer la méthode classique de détermination d'une solubilité :

1) Ecrire la réaction de dissolution caractérisant une **solution saturée**, la solubilité s'identifie à l'avancement volumique de cette réaction



2) S'interroger sur la possibilité ou non d'évolution des ions issus de la réaction précédente dans la solution et sur d'autres origines éventuelles de ces ions.

Pas d'évolution pour les ions Ca^{2+} , alors $[\text{Ca}^{2+}]_{\text{eq}} = s$

Pour les ions hydroxyde HO^- , ils peuvent être issus de l'autoprotolyse de l'eau, aussi en toute rigueur :

$$[\text{HO}^-]_{\text{eq}} = 2s + [\text{HO}^-]_{\text{eau}}$$

Hypothèse : on néglige les ions HO^- issus de l'autoprotolyse devant ceux apportés par l'hydroxyde de calcium, soit $[\text{HO}^-]_{\text{eq}} = 2s$

3) On applique la loi d'action des masses : $K^\circ = [\text{Ca}^{2+}] [\text{HO}^-]^2 / C^\circ = 4s^3 / C^\circ$

$$s = C^\circ \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

A. N . $s = 0,011 \text{ molL}^{-1}$ ou **$s = 0,8 \text{ gL}^{-1}$**

Le pH de la solution saturée vérifie $\text{pH} = 14 + \log ([\text{HO}^-] / C^\circ) \simeq 14 + \log (2s / C^\circ)$

$$\text{pH} = 12,3$$

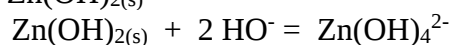
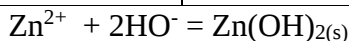
Remarque : $[\text{HO}^-]_{\text{eau}} = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12,4}$, on a bien $[\text{HO}^-]_{\text{eau}}$ négligeable par rapport au HO^- apporté par l'hydroxyde de calcium.

I.1.3 – Chaulage d'une eau usée

Q10. Une frontière non verticale du diagramme E-pH sépare deux espèces de degré d'oxydation différent pour le zinc et le degré d'oxydation augmente quand le potentiel augmente.

Une frontière verticale sépare deux espèces de même degré d'oxydation pour le zinc, le caractère basique des espèces augmentant avec le pH, ainsi

espèce	$\text{Zn}_{(s)}$	Zn^{2+}	$\text{Zn}(\text{OH})_{2(s)}$	$\text{Zn}(\text{HO})_4^{2-}$
do(Zn)	0	+II	+II	+II
Domaine	④	①	②	③



Q11. On considère la droite relative au couple redox $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$.

La demi équation électronique s'écrit $\text{Zn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Zn}_{(s)}$, d'où $E = E^\circ + 0,03 \log E = E^\circ + \frac{0,06}{2} \log \left(\frac{[\text{Zn}^{2+}]}{C^\circ} \right)$

L'équation de la droite est alors **$E = E^\circ + 0,03 \log (C/C^\circ)$**

On lit sur le diagramme $E = -0,85 \text{ V}$ et $c = 1,00 \cdot 10^{-3}$

$$\text{E}^\circ (\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$$

Q12. La valeur des pentes se déduit directement des demi-équations électroniques :

Frontière entre ② et ④ : $\text{Zn}(\text{OH})_{2(s)} + 2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{Zn} + 2\text{H}_2\text{O}$ $b = -\frac{0,06 \times 2}{2} = -0,06 \text{ VpH}^{-1}$

Frontière entre ③ et ④ : $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{Zn} + 4\text{H}_2\text{O}$ $b = -\frac{0,06 \times 4}{2} = -0,12 \text{ VpH}^{-1}$

Q13. A $\text{pH} = 12,4$, l'espèce majoritaire est $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$

Q14. Le bilan de matière pour une espèce s'écrit généralement en fonction des flux molaires :

$$F_{\text{entrant}} + F_{\text{produit}} = F_{\text{sortant}} + \text{terme d'accumulation}$$

Soit en régime permanent $F_{\text{entrant}} + F_{\text{produit}} = F_{\text{sortant}}$, avec les notations imposées $F_e + F_{\text{produit}} = F_s$

Par ailleurs $F_s = F_e (1 - X)$, X : taux de conversion

$$F_{\text{produit}} = -r V_R = -k [\text{Zn}^{2+}]_s = -k F_s / D_V$$

$$\text{Et } \tau = \frac{V_R}{D_V}$$

D'où : $F_e - k \frac{F_s}{D_V} V_R = F_e (1 - X)$

$$-k F_e (1 - X) \tau = -F_e X$$

$$X = \frac{k\tau}{1+k\tau}$$

Q15. En utilisant la relation précédente, pour $X = 0,99$, on calcule $k\tau = \frac{0,99}{1-0,99} = 99$

Puis $\tau = 2,475 \text{ h}$ et **$V_R = 12,4 \text{ m}^3$**

I.2- Traitement par adsorption

Q16. En adoptant les notations de l'énoncé, la constante d'équilibre de la réaction d'adsorption s'écrit :

$$K^{\circ} = \frac{C_{ads}}{C_e [S_{libre}]}$$

On en déduit : $q_e = \frac{\frac{C_{ads}}{[S_{libre}]}}{1 + \frac{C_{ads}}{[S_{libre}]}}$ ou $q_e = \frac{K^{\circ} C_e}{1 + K^{\circ} C_e}$

Q17. On en déduit ou $\frac{1}{q_e} = 1 + \frac{1}{K^{\circ} C_e}$, on retrouve l'expression de l'énoncé avec $a' = 1$ et $b' = 1 / K^{\circ}$

Q18. La constante d'équilibre d'adsorption s'identifie à l'inverse du coefficient directeur des droites observées.

Le cation le plus efficacement adsorbé est par conséquent celui associé à **la droite de pente la plus faible**, il s'agit du **zinc**.

Partie II - L'eau comme source d'énergie

II.1. L'osmose à pression retardée.

Q19. Sans oublier de tenir compte de la pression, on obtient

$$\begin{aligned}\mu_{\text{eau douce}} &= \mu_{\text{H}_2\text{O}}^{\circ} + V_{\text{H}_2\text{O}} (P_2 - P^{\circ}) \\ \mu_{\text{eau de mer}} &= \mu_{\text{H}_2\text{O}}^{\circ} + V_{\text{H}_2\text{O}} (P_1 - P^{\circ}) + RT \ln(x_{\text{H}_2\text{O}(l)})\end{aligned}$$

Q20. A l'état initial, la même hauteur observée pour les deux compartiments se traduit par une même pression, $P_2 = P_1$

Alors $\mu_{\text{eau de mer}} = \mu_{\text{eau douce}} + RT \ln(x_{\text{H}_2\text{O}(l)})$ et $x_{\text{H}_2\text{O}(l)} \neq 1$ soit
 $\mu_{\text{eau de mer}} \neq \mu_{\text{eau douce}}$: le système n'est pas à l'équilibre.

Pour le système constitué des deux compartiments, la condition d'évolution s'écrit $dG < 0$ avec

$$dG = \mu_{\text{eau douce}} dn_{\text{eau douce}} + \mu_{\text{eau de mer}} dn_{\text{eau de mer}}$$

$$dG = (\mu_{\text{eau douce}} - \mu_{\text{eau de mer}}) dn_{\text{eau douce}}$$

A l'état initial $P_2 = P_1$, $\mu_{\text{eau de mer}} < \mu_{\text{eau douce}}$, à partir de cet état l'évolution va donc se faire dans le sens $dn_{\text{eau douce}} < 0$: **l'eau passe du compartiment d'eau douce vers le compartiment d'eau de mer.**

Q21. L'équilibre est atteint lorsqu'il y a égalité des potentiels chimiques de l'eau, soit

$$\begin{aligned}V_{\text{H}_2\text{O}} (P_2 - P^{\circ}) &= V_{\text{H}_2\text{O}} (P_1 - P^{\circ}) + RT \ln(x_{\text{H}_2\text{O}(l)}) \\ V_{\text{H}_2\text{O}} (P_2 - P_1) &= RT \ln(x_{\text{H}_2\text{O}(l)}) \\ -V_{\text{H}_2\text{O}} \pi &= RT \ln(x_{\text{H}_2\text{O}(l)})\end{aligned}$$

Q22. En assimilant l'eau de mer à une solution de chlorure de sodium de concentration C , on obtient

$$x_{\text{H}_2\text{O}(l)} = 1 - x(\text{Na}) - x(\text{Cl}) = 1 - 2x(\text{Na})$$

Et $2x(\text{Na}) \ll 1$

$$\begin{aligned}-V_{\text{H}_2\text{O}} \pi &= -2RT 2x(\text{Na}) \\ \pi &\simeq 2RT \frac{x(\text{Na})}{V_{\text{H}_2\text{O}}} = 2RT \frac{n(\text{Na})}{n_{\text{tot}} V_{\text{H}_2\text{O}}} \simeq 2RT \frac{n(\text{Na})}{n_{\text{eau}} V_{\text{H}_2\text{O}}} = 2RT \frac{n(\text{Na})}{V_{\text{eau}}} \simeq 2RT \frac{n(\text{Na})}{V_{\text{total}}} = 2RT C\end{aligned}$$

Q23. On a $C = 34 / (23+35,5) = 0,58 \text{ molL}^{-1} = 581,2 \text{ molm}^{-3}$, la pression osmotique peut être évaluée à

$$\pi = 28,8 \cdot 10^5 \text{ Pa ou } \boxed{\pi = 28,8 \text{ bar}}$$

A partir de la condition d'évolution ci-dessus :

$$dG = (\mu_{\text{eau douce}} - \mu_{\text{eau de mer}}) dn_{\text{eau douce}}$$

$$dG = [V_{\text{H}_2\text{O}} (P_2 - P_1) - RT \ln(x_{\text{H}_2\text{O}(l)})] dn_{\text{eau douce}}$$

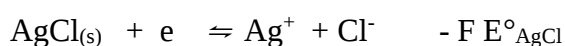
$$dG = [V_{\text{H}_2\text{O}} (P_2 - P_1) + V_{\text{H}_2\text{O}} \pi] dn_{\text{eau douce}}$$

$$dG = V_{\text{H}_2\text{O}} [(P_2 - P_1) + \pi] dn_{\text{eau douce}}$$

$$dG = V_{\text{H}_2\text{O}} [-(P_1 - P_2) + \pi] dn_{\text{eau douce}}$$

Si $P_1 - P_2 > \pi$ $dG < 0$ équivaut à $dn_{\text{eau douce}} > 0$: on observera la migration d'eau du compartiment de l'eau de mer vers le compartiment d'eau douce .

Q24. On procède à la décomposition suivante :

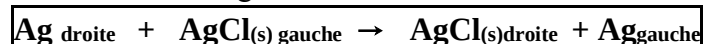


Soit $-FE^\circ_{\text{AgCl}} = -FE^\circ_{\text{Ag}} - RT \ln K_s$ ou à 298 K $E^\circ_{\text{AgCl}} = E^\circ_{\text{Ag}} - 0,06 \text{ p}K_s = 0,22 \text{ V}$

Q25 . A la cathode , il se produit une réduction : $\text{AgCl}_{(s)} + e \rightarrow \text{Ag} + \text{Cl}^-$

A l'anode , il se produit une oxydation : $\text{Ag} + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}_{(s)}$

Ainsi , la réaction de fonctionnement s'écrit globalement :



Q26. La cellule présente une résistance interne , la tension à ces bornes s'exprime alors selon $U = e - ri$

Problème 2 : Synthèse du (-) spirangien A

Q27. (-) signifie que la molécule est **lévogyre** , autrement dit elle est optiquement active et elle dévie le plan de polarisation d'une lumière polarisée dans le sens anti-horaire (vers la gauche)

Q28. Les sites stéréogènes sont des atomes de carbone asymétriques , carbone lié à 4 substituants différents (pouvant avoir un descripteur stéréochimique R /S) ou des doubles liaisons dissymétriques (pouvant donner des stéréoisomères Z /E) .

On compte :

14 atomes de carbone asymétriques

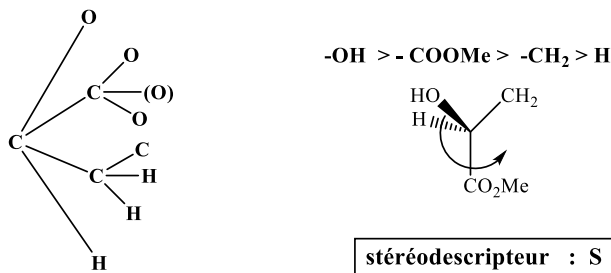
6 doubles liaisons dissymétriques

La stéréochimie de chacun des centres stéréogènes étant indépendante de celle des autres , le nombre total de stéréoisomères est égal à 2^{20} !

Q29. On observe

- Un **groupe hydroxyle** lié à une fonction alcool
- Un **groupe acétal**
- Un **groupe carboxylique** lié à une fonction acide carboxylique

Q30. La détermination du stéréodescripteur suppose au préalable de classer les substituants selon les règles de Cahn Ingold Prelog .

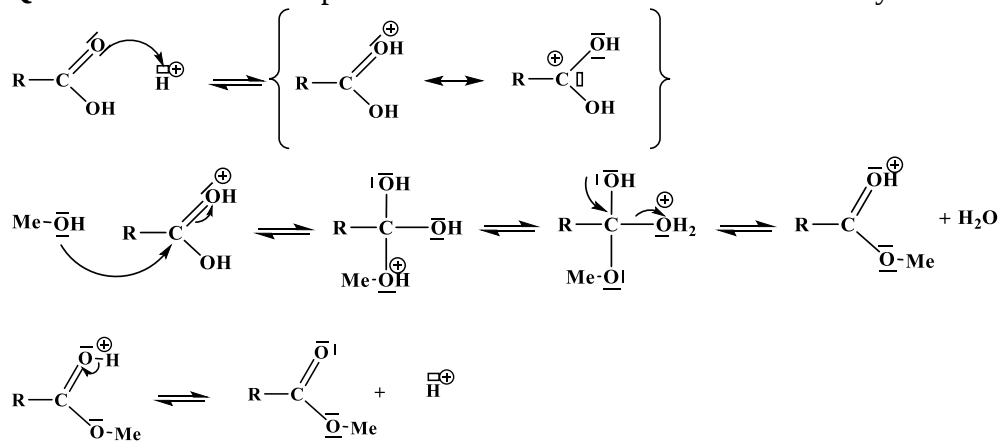


Q31. Pour favoriser la formation du diester , on peut envisager de réaliser la transformation dans les conditions suivantes

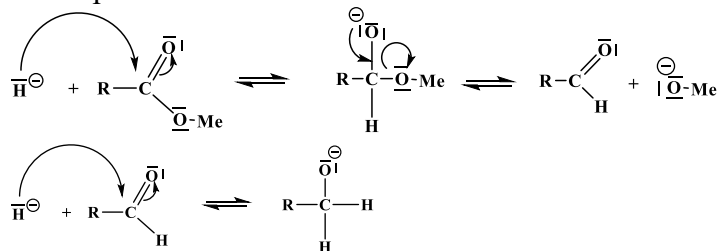
-introduction de plus de 2 équivalents de MeOH

- montage de Dean Stark et alors privilégier un solvant non miscible et moins dense que l'eau .

Q32. En se limitant aux parties réactives et en considérant une catalyse acide :



Q33. La réduction de l'ester en alcool suit le mécanisme classique A_N / E d'une réaction entre un nucléophile et un dérivé d'acide .



Q34. Seule une fonction ester est réduite , il s'agit de **régiosélectivité** .

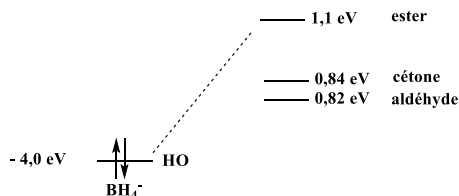
Q35. Pour la réduction considérée , l'hydrure (de bore ou d'aluminium) intervient en tant que nucléophile . Aussi , l'interaction orbitalaire à considérer est

HO (hydrure) – BV (aldéhyde ou cétone)

Cette conclusion se retrouve à partir du calcul des évarts d'énergie entre HO et BV .

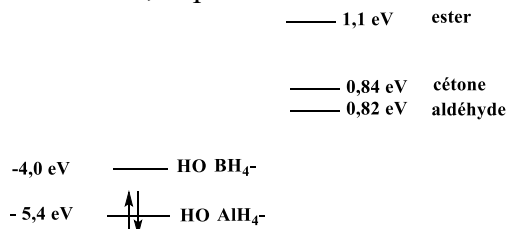
Q36. Dans le cadre du modèle orbitalaire , une réaction est d'autant plus favorisée que l'écart d'énergie entre les OF interagissant est plus faible.

La position relative des OF est indiquée ci- dessous



Il apparaît que la BV de l'ester est haute en énergie que celle des aldéhyde ou cétone , d'où une interaction plus faible , voire non possible .

Q37. Si on considère l'hydruide d'aluminium , la position relative des orbitales frontalière est la suivante :

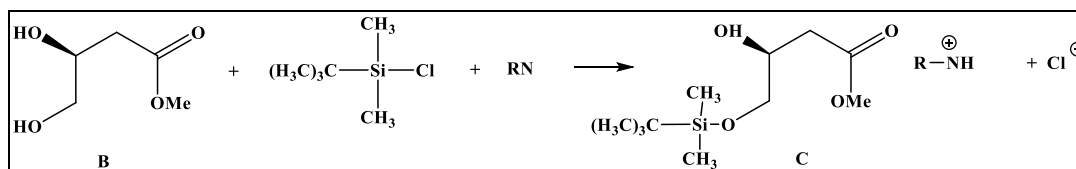


L'écart d'énergie $\text{HO}(\text{AlH}_4^-) - \text{BV}(\text{C}=\text{O})$ a une valeur encore plus élevée que celle observée pour l'hydruide de bore , par conséquent , d'après le modèle de contrôle frontalier , la réduction d'un ester par LiAlH_4 n'est pas permise .

L'autre modèle possible d'interprétation de la réactivité est le modèle de contrôle de charge , en considérant que la liaison Al-H a un pourcentage de caractère ionique plus grand que celui de la liaison B-H , ce qui est compatible avec les valeurs d'électronégativité (valeurs non données dans l'énoncé)

B	Al	H
2,04	1,61	2,2

Q38. Le composé **C** est une éther silylé dont la formation est modélisée par la réaction d'équation bilan :



L'imidazole permet de fixer le proton du groupe hydroxyle .

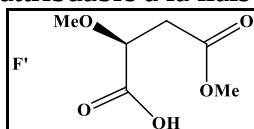
Q39. L'étape B – C est une étape de protection de l'alcool primaire .

L'étape D- E est l'étape de déprotection associée

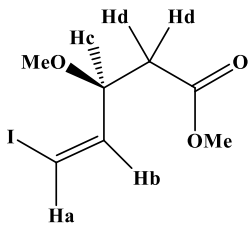
Q40. L'aldéhyde F résulte de l'oxydation de l'alcool E .

Q41. L'eau oxygénée est un oxydant potentiel présent en solution aqueuse : l'alcool primaire est alors oxydé en acide carboxylique .

La bande IR aux alentours de 3000 cm^{-1} est attribuable à la liaison O-H de l'acide

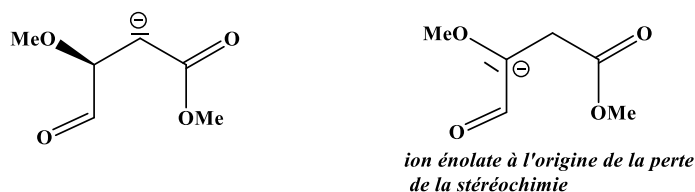


Q42. Attribution des signaux RMN¹H .

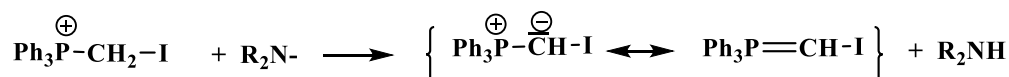
	δ (ppm)	Integration	multiplicité	Attribution
	6,77	1H	dd	H_b couplé à 1 H _c (6,0 Hz) et à 1H _a
	6,37	1H	d	H_a : couplé à 1 H _b (8,0 Hz)
	4,16	1H	td	H_c : couplage à 2 H _d (7,0 Hz) et à 1 H _b (6,0 Hz)
	2,42	2H	d	H_d : intégration + couplage à 1 H _c (7,0 Hz)

Q43. Les atomes d'hydrogène en alpha des groupes carbonyles présentent un caractère acide , l'action d'une base forte peut alors conduire à leurs base conjuguée (ion énolate) .

Ainsi on peut envisager



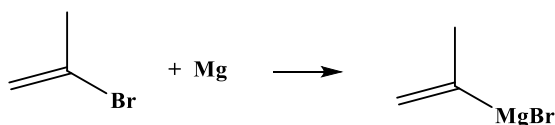
Pour obtenir G , il serait souhaitable que ces énolates ne se forment pas , l'action souhaitée étant une réaction acide base sur l'iodure de phosphonium pour générer un ylure de phosphore qui par réaction sur la fonction aldéhyde conduira au produit G (réaction de Wittig)



Q44. Le rendement de cette synthèse multi-étapes est égal à $0,91 \times 0,96 \times 0,53 = 46\%$: il s'agit d'un rendement plutôt faible .

Les étapes de protection-déprotection font nécessairement baisser le rendement, ainsi que les conditions douces pour maintenir la pureté stéréochimique du composé F.

Q45. L'organomagnésien vinylique peut être préparé par la méthode classique , selon la réaction d'équation bilan :



Conditions ou précautions expérimentales :

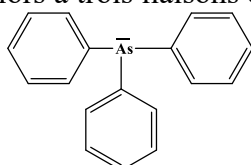
Milieu rigoureusement anhydre

Milieu inerte : éviter la présence de O₂ et de CO₂

Introduction progressive à l'aide d'une ampoule de coulée d'une solution de RX sur du magnésium en suspension dans le solvant .

Choix du solvant : polaire , aprotique et base de Lewis (exemples usuels : éther ou THF)

Q46 . L'arsenic est dans la même colonne que l'azote ou le phosphore : il présente 5 électrons de valence , la stabilité liée à la règle de l'octet conduit alors à trois liaisons et un doublet non liant pour l'arsenic .

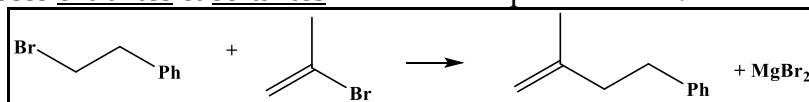


D'après la théorie VSEPR, l'arsenic est alors associé à une structure AX_3E , soit une géométrie pyramidale autour de cet atome.

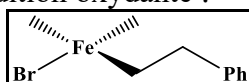
Q47. Les sites de coordination sont les sites nucléophiles, c'est-à-dire les sites porteurs d'un doublet disponible, ici un doublet non liant : il s'agit des atomes d'azote et d'arsenic.

Le TMEDA est un ligand bidentate auquel on peut associer un caractère chélatant, d'où une stabilité plus importante pour les complexes formés à partir du TMEDA.

Q48. Le bilan des espèces entrantes et sortantes conduit à l'équation bilan :

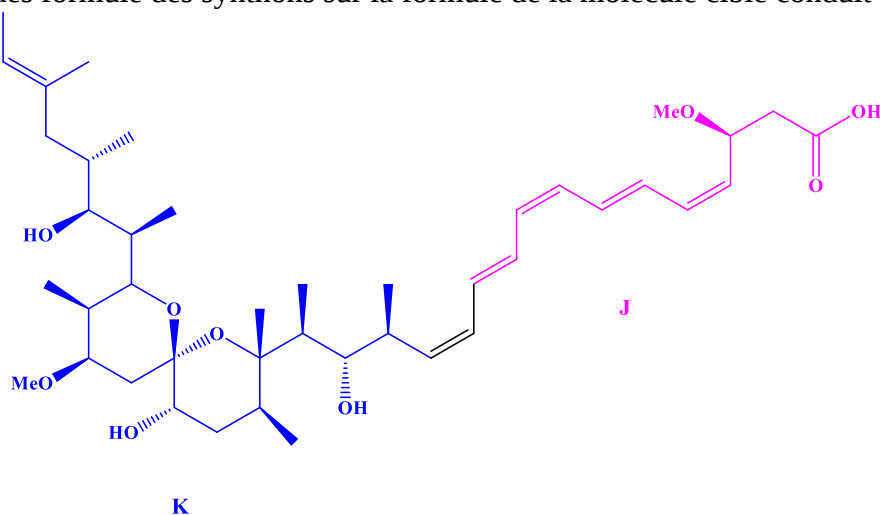


Q49. Le complexe T est le produit d'une addition oxydante :



Q50. Etape a : addition oxydante, étape c : Elimination réductrice

Q51. La recherche des formule des synthons sur la formule de la molécule cible conduit à



La synthèse du (-)-spirangen nécessite par conséquent d'ajouter d'ajouter un atome de carbone et de créer des liaisons carbone-carbone.