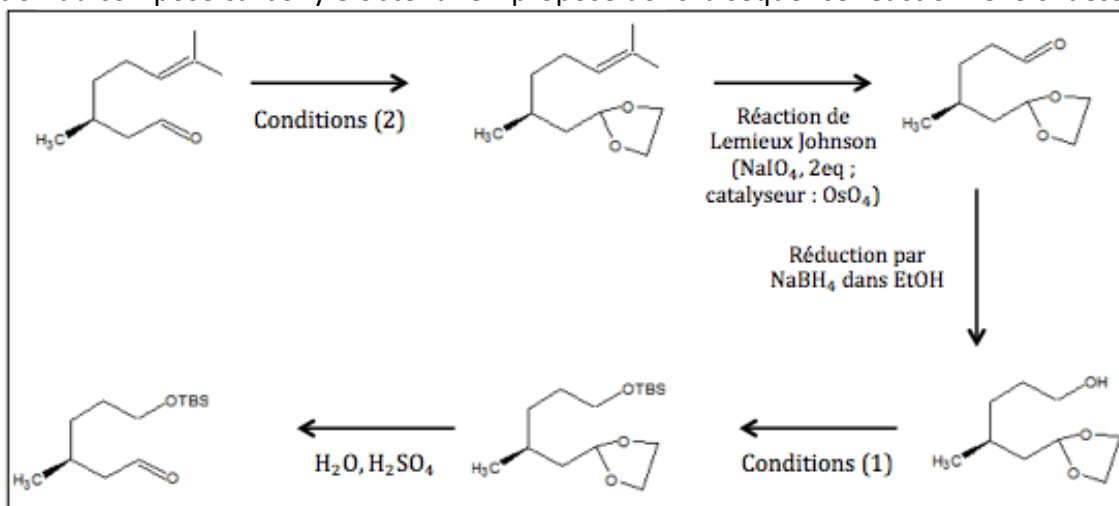


DS5 : CORRECTION

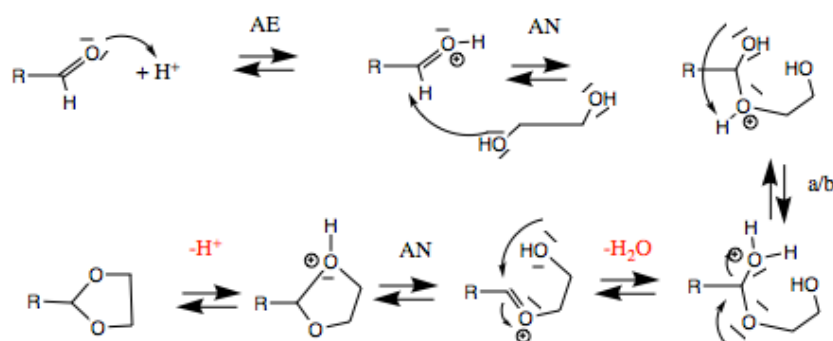
1.

Les conditions [1] permettent de transformer un alcool en éther silylé selon la réaction $\text{ROH} \rightarrow \text{ROTBS}$. Les conditions [2] permettent de protéger l'aldéhyde en acétal cyclique.

Pour passer du citronnellal à la molécule **A** il faut transformer l'alcène du citronnellal en alcool terminal. Cela peut se faire au moyen d'une coupure oxydante de Lemieux-Johnson suivie d'une réduction du composé carbonylé obtenu. On propose donc la séquence réactionnelle ci-dessous :



2. Dans cette étape, on protège le citronnellal RCHO en le transformant en acétal sous l'action de l'éthylène glycol en catalyse acide APTS noté H^+ . Le mécanisme est la suite d'une AN de glycol sur l'aldéhyde activée puis d'une seconde AN après prototropie pour générer l'acétal et retrouver le catalyseur :



Le toluène est un solvant qui permet une distillation hétéroazéotropique de l'eau qui est un sous-produit de la réaction. Cette distillation permet de déplacer la transformation précédente dans le sens de formation de l'acétal.

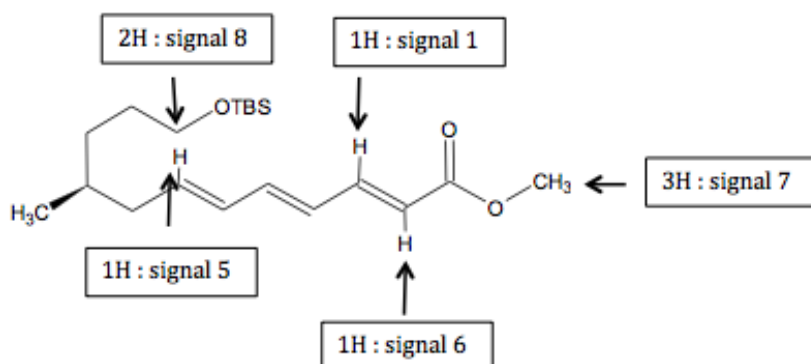
3. Le composé phosphoré et la création de la liaison double fait penser à la **réaction de Wittig**. La double liaison créée peut a priori être Z ou E et conduit à la formation de deux diastéréo-isomères.

4. Les protons 1 et 6 sont couplés entre eux avec un couplage fort $^3J = 15,3 \text{ Hz}$, traduisant des protons en E. Un des protons éthylénique ne couple avec aucun autre proton ; La seule double liaison possible est celle directement liée à l'ester.

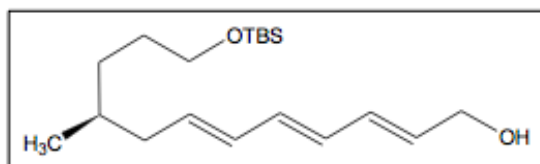
Le signal 5 correspond à un proton éthylénique couplé à plus de 2 protons car il s'agit d'un multiplet. Seul le proton éthylénique le plus éloigné de la fonction ester est couplé à plus de deux protons.

Le signal 7 est un singulet qui intègre pour 3 protons : il correspond donc à 3 protons assez déblindés et non couplés d'où l'attribution aux H du CH₃ de l'ester.

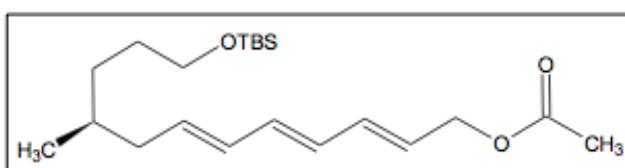
Le signal 8 est un triplet qui intègre pour 2 protons : il correspond donc à 2 protons un peu déblindés et couplés à 2 autres protons équivalents entre eux d'où l'attribution aux H du méthylène CH₂ en alpha du groupe protecteur -OTBS.



5. On voit la disparition de la liaison C=O de l'ester et l'apparition d'une liaison O-H. **Le produit C** est donc l'alcool ci-dessous :

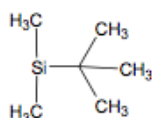


6. **D** résulte de la réaction d'estérification de **C** par l'anhydride éthanoïque en présence de la base non nucléophile Et₃N.

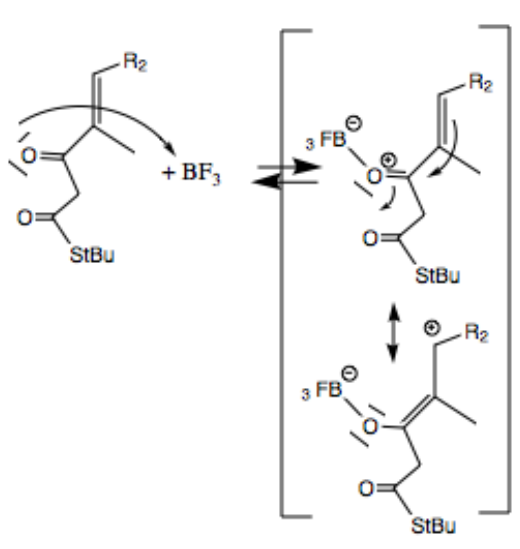


On a un mécanisme d'addition élimination suivie d'une déprotonation de l'ester protonné par la triéthylamine.

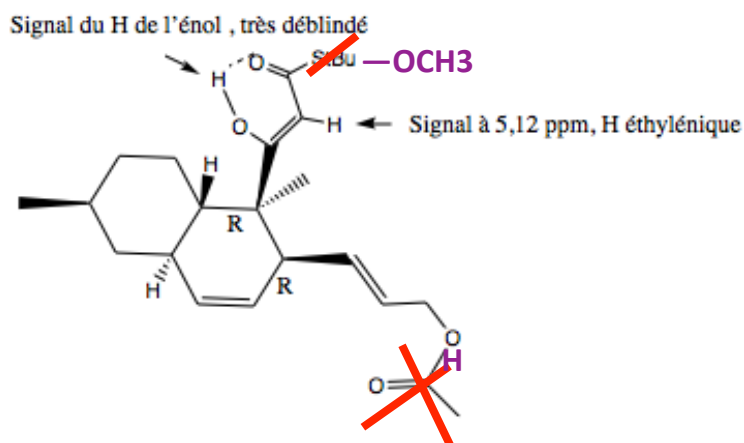
7. L'étape **D** → **E** correspond à la déprotection de l'éther silylé. On note la disparition des signaux des protons des méthyles du groupement TBS : un signal intégrant pour les 6H des 2 groupes méthyles directement liés au silicium, un signal intégrant pour les 9H du groupement tertibutyle.



9. On se trouve ici avec une Diels-Alder à demande électronique normale. La transformation est d'autant plus rapide que le diénophile est substitué par des groupes électroattracteurs. Le trifluoroborane, acide de Lewis, se complexe avec la fonction cétone, conjuguée avec la fonction alcène du diénophile. L'adduit de Lewis qui fait apparaître une charge formelle positive sur l'oxygène, augmente le caractère électroattracteur du substituant ; (Un O^+ est formellement plus électro négatif qu'un O). Cela a pour effet d'abaisser l'énergie de sa BV. La réaction sous contrôle cinétique, peut être étudiée avec le contrôle frontalier. La formation de l'adduit rend la réaction de Diels Alder plus favorable. On peut ensuite hydrolyser l'adduit. L'acide de Lewis joue alors le rôle de catalyseur.

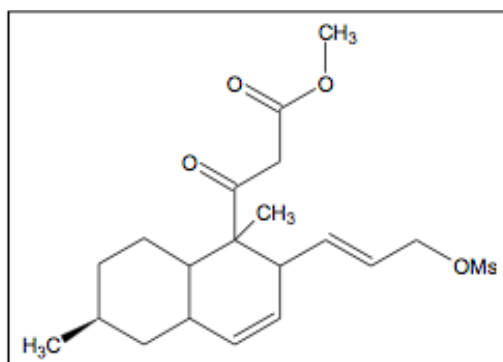


10. H est un β -cétoester qui peut exister sous sa forme énol tautomère, stabilisée par liaison H intramoléculaire :

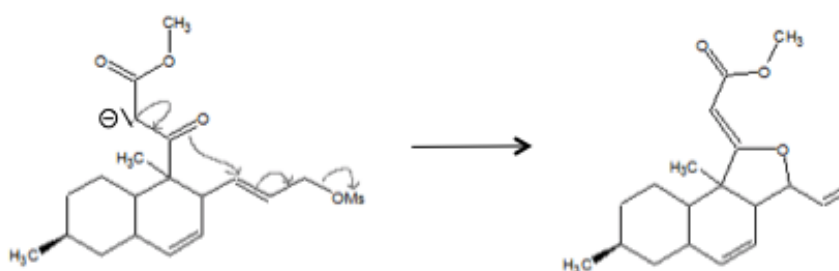


11. Usuellement, l'action du chlorure de méthane sulfonique en milieu basique sur un alcool permet de transformer la fonction hydroxyle en bon nucléofuge en formant un mésylate : on réalise une activation électrophile.

On peut alors proposer la structure suivante pour l'intermédiaire I1 :



12. En présence de NEt_3 , base en très large excès, on forme l'énolate de la cétone. Ce nucléophile va réagir par son site oxygéné (ce qui est très rare ; mais c'est le produit qui guide la transformation) sur le carbone électrophile du groupe allyle ($\text{SN}2'$) de la chaîne portant le mésylate.



Remarque : on peut également faire réagir la forme énol.

13.

- L'étape 1 est l'entrée du ligand alcène dans la sphère de coordination du palladium. C'est une étape de **complexation**. (pas de variation du DO du palladium).
- L'étape 2 est une **addition oxydante** du palladium dans la liaison C-O du ligand suivie d'une élimination de ligand acétate, CH_3COO^- . (Le DO du palladium augmente de deux unités).
- L'étape 4 est la sortie du ligand alcène de la sphère de coordination du palladium. C'est une étape de **décomplexation**.

14.

Les interactions stabilisantes sont les interactions à deux orbitales de fragments qui mettent en jeu deux électrons. (Rappel : on sait que les interactions à quatre électrons sont déstabilisantes car $\Delta E^- \rightarrow \Delta E^+$ où ΔE^- et ΔE^+ sont les énergies de déstabilisation et de stabilisation dans l'interaction à deux orbitales considérée.)

On recherche les interactions deux orbitales-mettant en jeu deux électrons.

- L'interaction dxz/π_2 est une interaction stabilisante de **donation ligand-métal**.

Elle contribue à la stabilisation du complexe et à la formation de liaisons π M-C par l'intermédiaire de l'OM φ_4 . Cette interaction enlève des électrons à π_2 qui antiliante faible car les carbones C1 et C3 sont éloignés dans l'allyle.

- L'interaction dxy/π_3 contribue à un transfert d'électrons du métal vers le ligand

(**rétrodonation**). Elle contribue donc à la formation de liaison π M-C par l'intermédiaire de l'OM φ_2 . En plaçant des électrons dans une orbitale fortement antiliante pour le ligand. Elle affaiblit la liaison π allylique.

Remarque : L'interaction $d(x^2-z^2) / \pi_1$ met en jeu quatre électrons. Elle est déstabilisante.

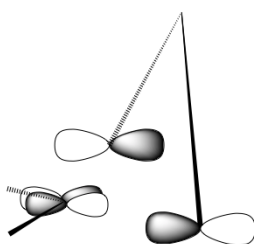
15. Lors de l'étape 3 du cycle catalytique, la réactivité du ligand allylure complexé est de type électrophile puisque il y a réaction avec le nucléophile Nu^- .

La configuration électronique du ligand allylure seul est $\pi_1^2 \pi_2^2$. Sa BV est π_3 .

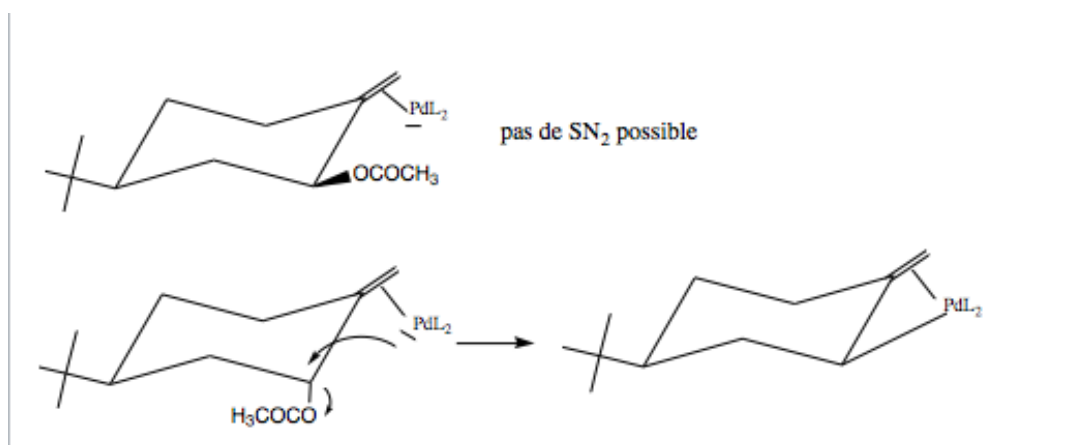
La configuration électronique du ligand allylure complexé s'écrit : $\varphi_1^2 \varphi_2^2 \varphi_3^2 \varphi_4^2$ la BV est φ_5

On constate que $E(\varphi_5) < E(\pi_3)$: La complexation facilite l'étape 3.

16. On représente φ_5 qui est une orbitale de ligand puisque φ_5 est proche de π_2 en énergie. On constate que cette OM est symétrique par rapport aux carbones C1 et C3 : il n'y a pas de régiosélectivité particulière lors de cette étape. (ce qui semble raisonnable car l'allylure est ici symétrique).



17. Dans le **document1**, on part d'un cyclohexane substitué par un groupe tertio-butyle très volumineux qui fige la conformation du cycle : le tertio-butyle est en position équatoriale.



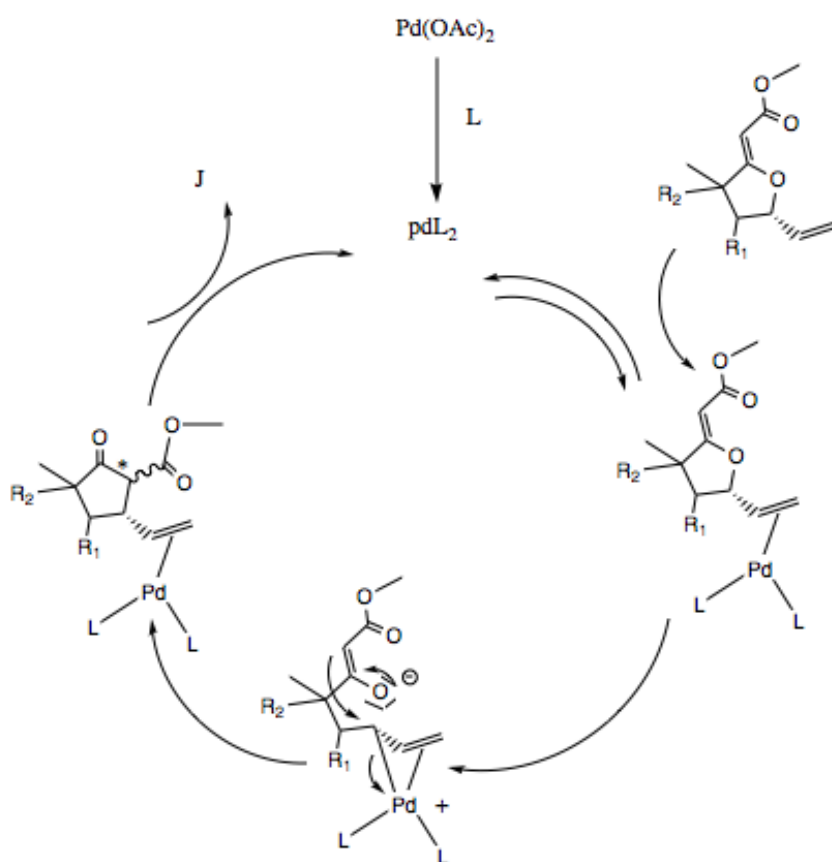
Dans le deuxième cas, on constate qu'il y a une réaction avec l'anion stabilisé. L'étape 2 (la formation du complexe $X^+ \pi$ allyle) a donc lieu et on peut supposer que **cette étape est stéréospécifique anti, probablement une SN2**).

Dans le premier cas, la conformation fait que l'on ne peut réaliser l'approche du métal en anti par rapport au nucléofuge acétate.

Pour le composé tricyclique endo du document 1 , on constate dans un premier temps que l'approche en anti du métal n'est pas possible du fait des fortes interactions 1,3 diaxiales. Donc pas de complexe π allyle possible. Dans un deuxième temps, le complexe π allyle peut être obtenu mais l'approche du nucléophile en anti ne peut avoir lieu pour les mêmes raisons que précédemment. **On peut donc supposer que l'étape 3 sera également anti stéréosélective.**

18. Dans le document 2, on constate que la transformation est très **régiosélective**. On obtient 92 % du composé **A**. Elle est également **stéréosélective** car il y a rétention de configuration du nucléophile carboné (qui garde le même classement dans la règle CIP que le nucléofuge acétate.). **On en déduit que l'étape 3 est bien également stéréosélective anti, de type SN2** . Deux inversions de configuration mènent à une rétention globale de configuration.

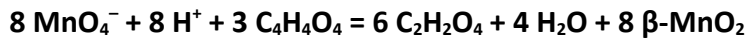
19.



Lors de l'étape 3, le nucléophile est un énolate plan. On ne peut contrôler à ce stade de l'étude la configuration du carbone noté avec un astérisque.

B Stockage de l'énergie : batteries lithium polymères

1. On écrit les deux demi-équations des deux couples rédox puis on somme, ce qui donne :



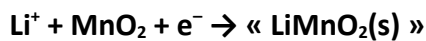
2. La transformation $\beta\text{-MnO}_2 \rightarrow \lambda\text{-MnO}_2$ est spontanée à haute température, ce qui montre que, **du point de vue thermodynamique**, la phase $\beta\text{-MnO}_2$ est instable vis-à-vis de la phase $\lambda\text{-MnO}_2$ à haute température. En revanche, la phase $\beta\text{-MnO}_2$ est stable à température ambiante puisque c'est elle qui est formée par la transformation précédente. Néanmoins, cette stabilité peut n'être que d'origine cinétique...

Si la transformation inverse ne se fait pas, deux explications sont possibles :

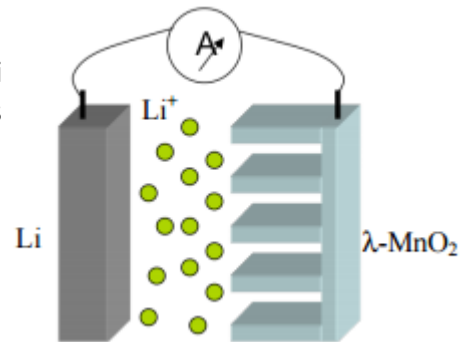
- soit la phase $\lambda\text{-MnO}_2$ est stable à température ambiante mais ne se transforme pas pour des raisons cinétiques (elle est métastable) ;
- soit elle est stable à la fois thermodynamiquement et cinétiquement. Il est impossible ici de trancher.

3. La maille cfc d'ions oxyde contient **quatre** ions oxyde au sein desquels on trouve **quatre** sites octaédriques situés au centre du cube et aux milieux des arêtes. Si seulement la moitié de ces sites sont peuplés d'ions Mn^{4+} la maille contient **deux** ions manganèse et cela correspond bien à un oxyde de formule MnO_2 .

4. Sur l'électrode contenant le dioxyde de manganèse, il y a insertion des ions lithium de l'électrolyte selon la demi équation orientée **schématique** (on ne sait pas combien d'ions lithium s'insèrent dans la matrice) :



Il s'agit d'une réduction, non pas des ions lithium puisqu'on parle d'insertion dans le cristal d'oxyde de manganèse, mais d'un certain nombre (arbitrairement pris ici égal à un) d'ions manganèse(IV). L'électrode à dioxyde de manganèse est donc la **cathode** et le pôle (+) puisqu'il s'agit d'un système électrochimique générateur.



Inversement, l'électrode de lithium métallique est l'**anode** et constitue le pôle négatif de la cellule ; elle est le siège de l'oxydation du métal en ions lithium selon la demi équation orientée :



Les électrons transitent dans le circuit extérieur de l'anode vers la cathode, donc du lithium métallique vers le dioxyde de manganèse. Le courant circule bien entendu en sens inverse, par convention.

L'équation de fonctionnement est donc : $\text{Li} + \text{MnO}_2 = \text{LiMnO}_2$, avec les réserves précédentes sur la stœchiométrie .

Les trois espèces sont solides, donc la tension à vide est égale à la tension à vide standard, elle-même égale à la différence des potentiels standards des couples mis en jeu.

On trouve **$U = 4,2 \text{ V}$**

5. La maille de dioxyde de manganèse contient deux ions manganèse(IV) et quatre ions oxyde. Si un seul ion Mn^{4+} se réduit en Mn^{3+} lors de la décharge de la cellule, la conservation de la charge

impose qu'un seul ion Li^+ puisse s'insérer dans le cristal en site tétraédrique. La formule du composé d'insertion est donc LiMn_2O_4 , plus précisément $[\text{Li}^+, \text{Mn}^{4+}, \text{Mn}^{3+}, (\text{O}^{2-})_4]$.

6. La variation relative de volume entre l'état final et l'état initial est :

$$\Delta V/V = (a_f/a_i)^3 - 1 \text{ soit, comme } a_f = a_i + \Delta a \text{ avec } \Delta a \ll a_i : \Delta V/V = 3 (\Delta a/a_i)$$

Numériquement, $\Delta V/V = 7,5 \%$

7. Chaque maille peut emmagasiner une charge positive : une mole de maille (de masse 174 g) emmagasine une mole de charge soit 96500 C, ce qui donne une capacité massique d'environ $5,54 \cdot 10^5 \text{ C/kg}$ ou encore 154 Ah/kg , valeur compatible avec la donnée du tableau 1. (1Ah = 3600 C)

La quantité d'énergie massique s'obtient en multipliant la capacité massique (la charge de la pile) par la tension délivrée, ce qui donne 647 Wh.kg^{-1} .

8. L'équation de la réaction de recharge est la même que celle de la décharge, mais lue en sens inverse (le système est renversable), soit $\text{LiMn}_2\text{O}_4 = \text{Li} + 2\text{MnO}_2$.

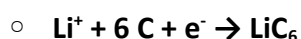
9. Si des filaments de lithium grandissent entre les deux électrodes, on risque le court-circuit...

On peut imaginer que l'électrolyte gélifié limite la propagation des dendrites...

10. Au vu des potentiels standard donnés et des couples correspondants, en dépit du fait que le document 4 annonce un fonctionnement « sans survenue de réaction chimique des matériaux actifs », on peut écrire les demi réactions suivantes lors de la charge :



C'est une oxydation (fourniture d'électrons), on est à l'anode. Évidemment, il y a oxydation d'un ion Mn^{3+} en ion Mn^{4+} .



C'est une réduction, on est à la cathode, c'est le carbone qui se réduit et pas le lithium.

L'équation de la réaction est : $\text{LiMn}_2\text{O}_4 + 6 \text{C} = \text{LiC}_6 + 2 \text{MnO}_2$

La tension à vide est encore égale à la différence des potentiels standards des couples, puisque la tension ne dépend que de l'activité de solides, toutes égales à un, et de la température. Elle vaut donc $U = 3,7 \text{ V}$ encore une fois.

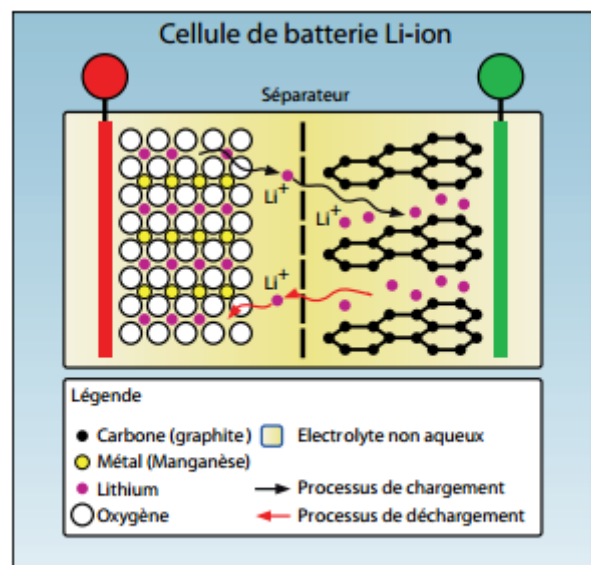
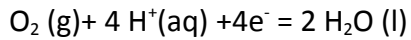


Schéma 3 – Représentation d'une cellule de batterie Li-ion

C ITO

1. • Les courbes en pointillé correspondent **aux couples de l'eau.**

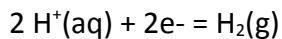
La demi-équation redox correspondant à l'eau réductrice s'écrit :



En appliquant la formule de Nernst, il vient $E = K_1 - (\alpha/4) \cdot 4\text{pH}$

où $\alpha = RT/F \ln 10 = 0,06 \text{ (V)}$ à 298 K. La pente de cette frontière est donc de **- 0,06 V /unité pH.**

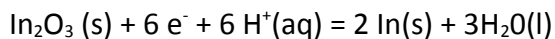
La demi-équation redox correspondant à l'eau oxydante s'écrit :



En appliquant la formule de Nernst, il vient $E = K_2 - (\alpha/2) \cdot 2\text{pH}$

La pente de cette frontière est donc de **- 0,06 V /unité pH.**

• Pour le couple $\text{In}_2\text{O}_3(\text{s})/\text{In}(\text{s})$

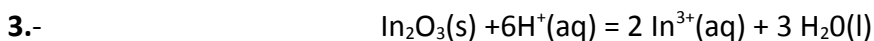


En appliquant la formule de Nernst, il vient $E = K_3 - (\alpha/6) \cdot 6\text{pH}$

La pente de cette frontière est donc de **- 0,06 V /unité pH.**

Elle est effectivement **visuellement identique à celle des deux précédentes frontières, parallèles à cette troisième.**

2.- Quel que soit le pH, le domaine d'existence thermodynamique de l'indium est disjoint du domaine de stabilité de l'eau, qui se trouve entre les frontières pointillées. **A tout pH, l'indium métallique n'est donc pas thermodynamiquement stable dans l'eau.**



soit :
$$(1) \quad 1/2 \text{In}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{H}^+(\text{aq}) = \text{In}^{3+}(\text{aq}) + 3/2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

4- A la frontière entre les domaines de stabilité de $\text{In}^{3+}(\text{aq})$ et de $\text{In}_2\text{O}_3(\text{s})$, on prend par convention $[\text{In}^{3+}]_{\text{eq}} = C_t = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, et on lit : $\text{pH}_{\text{eq}} = 3,2$. On peut alors exprimer la loi d'action des masses :

$$K_1^\circ = Q_{\text{req}} = [\text{In}^{3+}] C_t^2 / [\text{H}^+]^3 \text{ soit : } K_1^\circ = 10^{7,6}$$

La transformation est quantitative.

5.

• Solubilité de l'indium en milieu acide

D'après le diagramme $E\text{-pH}$ du document 2, pour une concentration en indium (+III) soluble de $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ (concentration de tracé du diagramme), l'oxyde d'indium est totalement dissous en deçà de $\text{pH} = 3$ sous la forme d'ions $\text{In}^{3+}(\text{aq})$.

Étant donné la faible concentration de tracé, on peut proposer de calculer le pH limite de

précipitation pour une solution de concentration un peu plus importante, 1 mol.L^{-1} d'indium (+III) soluble. A la limite de précipitation de l'oxyde d'indium, l'équilibre (1) est établi et $[\text{In}^{3+}] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ donc :

Avec la loi d'action des masses, il vient **pH = 2,5**

L'indium (+III) présent dans l'ITO sera donc totalement soluble en milieu fortement acide. On se place par la suite à pH = 1 : la solubilité de l'indium (+III) est alors supérieure à $c^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.

- Solubilité de l'étain (+IV) en milieu acide sulfurique

À pH = 1 en milieu acide sulfurique, montrons que la concentration en étain (+IV) en solution sous la forme $\text{Sn}(\text{OH})^{3+}$ est absolument négligeable. En présence d'oxyde d'étain (+IV), l'équilibre (s,IV) est établi. On a alors :

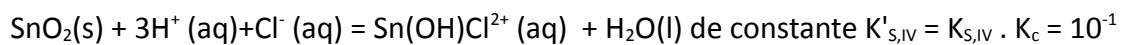
$$K_{s,IV} = ([\text{Sn}(\text{OH})^{3+}]/c^\circ) \cdot ([\text{H}^+]^3/c^{\circ 3}) \text{ donc : } [\text{Sn}(\text{OH})^{3+}] = c^\circ \cdot K_{s,IV} \cdot 10^{-3\text{pH}} = 10^{-9,5} c^\circ$$

On peut en déduire que dans ces conditions, en présence d'ITO, le rapport des concentrations en étain (+IV) et en indium (+III) solubles est : et $R = [\text{Sn}(\text{IV})]/[\text{In}(\text{III})] < 10^{-9,5} \ll 1$

L'objectif de séparation de l'indium et de l'étain dans deux phases différentes est atteint.

- Solubilité de l'étain (+IV) en milieu acide chlorhydrique

En milieu acide chlorhydrique, $\text{SnO}_2(\text{s})$ peut alors se solubiliser sous la forme $\text{Sn}(\text{OH})\text{Cl}^{2+}$ selon la réaction d'équation :



On voit que l'oxyde d'étain est nettement plus soluble en présence d'ions chlorure et donc dans l'acide chlorhydrique.

À concentration en acide chlorhydrique $c = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, pH = 1. Si l'équilibre précédent étant établi, on peut appliquer la loi d'action des masses : $[\text{Sn}(\text{OH})\text{Cl}^{2+}] = 10^{-5} c^\circ$

Dans ces conditions, en présence d'ITO, le rapport des concentrations en étain (+IV) et en indium (+III) solubles est : $R' = [\text{Sn}(\text{IV})]/[\text{In}(\text{III})] < 10^{-5} \ll 1$ **et l'objectif de séparation de l'indium et de l'étain dans deux phases différentes est également atteint, mais de façon moins satisfaisante.**

Bilan : on choisira une lixiviation en milieu acide sulfurique : l'indium (+III) est solubilisé sous la forme In^{3+} alors que l'étain (+IV) reste très majoritairement sous forme solide $\text{SnO}_2(\text{s})$ et peut être séparé par filtration.

6. Toujours dans ces mêmes conditions (solubilisation dans l'acide sulfurique), si l'on considère cette fois-ci que l'étain (+IV) a été réduit au préalable en étain (+II) sous la forme $\text{SnO}(\text{s})$, ce dernier peut être dissout sous la forme Sn^{2+} selon la réaction (s,II) de constante **$K_{s,II} = 10^{2,1}$, cette fois-ci plus favorable.**

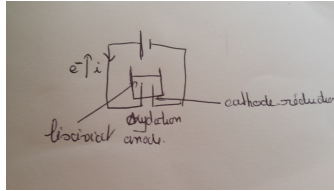
Si l'on se place à pH = 1, calculons la solubilité de l'étain (+II). L'équilibre (s,II) est établi :

$$K_{s,II} = 10^{2,1} = ([\text{Sn}^{2+}]/c^\circ)/10^{-2\text{pH}} \text{ donc : } [\text{Sn}^{2+}] = c^\circ \cdot K_{s,II} \cdot 10^{-2\text{pH}} \approx c^\circ$$

Cela confirme que l'étain (+II) est très soluble en milieu acide. Il faut donc éviter les conditions dans lesquelles l'étain (+IV) pourrait être réduit.

Récupération de l'indium métallique

7.



8. Dans les conditions d'électrolyse, $\text{pH} = 2$. Ainsi, le potentiel d'équilibre du couple $(\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g}))$ peut se calculer en prenant $p_{\text{H}_2} = p^\circ$: $E_{\text{eq}} = -0,1 \text{ V}$

Or, la vague de réduction de $\text{H}^+(\text{aq})$ débute à un potentiel d'électrode $E_s = -0,5 \text{ V}$. La surtension cathodique à vide (ou surtension cathodique seuil) η_s de $(\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g}))$ sur titane est donc :

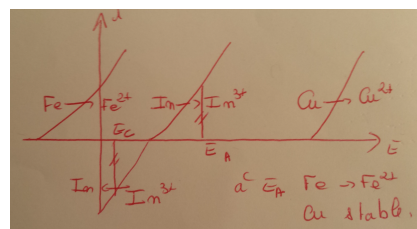
$$\eta_s = E_s - E_{\text{eq}} = -0,4 \text{ V}$$

9. En oxydation, l'indium, matériau d'anode, est lui-même oxydé. Le matériau est toujours présent à l'électrode. La courbe ne présente pas de palier lié au transfert de matière en oxydation.

En réduction à la cathode, ce sont les ions In^{3+} qui sont réduits. A des potentiels inférieurs au potentiel d'équilibre, la réduction de In^{3+} en $\text{In}(\text{s})$, est limitée par l'approvisionnement en ions In^{3+} à la cathode au travers de la couche de diffusion. Le transport de matière est cinétiquement limitant. Avec la loi de Fick, on montre que **la vitesse de réduction cathodique est limitée par le transport électrolytique des ions In^{3+} vers la cathode : on observe ainsi un palier limite de diffusion.**

10.

On fait figurer les courbes i - E en oxydation relatives au cuivre et au fer qui sont les impuretés à prendre en compte dans l'anode impur. Aucune valeur de surtension anodique n'étant précisée, on place les courbes correspondant au voisinage des potentiels standard E° des couples $(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})$ et $(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$ puisque les couples sont rapides. On fait figurer E_A qui apparaît sur le document 6.



A ce potentiel, on constate que l'indium et les impuretés de fer peuvent être oxydés à l'anode.

$$E_A = -0,1 \text{ V} > E_{\text{eq}}(\text{In}^{3+}/\text{In}) \approx E^\circ(\text{In}^{3+}/\text{In}) = -0,3 \text{ V}$$

..

De même, $E_A = -0,1 \text{ V} > E_{\text{eq}}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) \approx E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$

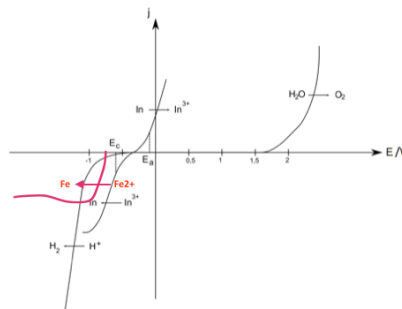
En revanche, $E_A = -0,1 \text{ V} < E_{\text{eq}}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) \approx E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,3 \text{ V}$

bilan : A l'anode , le fer ainsi que l'indium sont oxydés en $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{In}^{3+}(\text{aq})$. Le Cu n'est pas oxydé et reste sous forme de Cu métallique solide.

11- Au potentiel E_C , la vague de réduction des ion $\text{H}^+(\text{aq})$ a déjà débutée : il y a réduction cathodique, bien que lente, de ces ions en dihydrogène. **Le gaz qui se dégage est donc le dihydrogène.**

12- Le cuivre métallique (impureté) ne subit pas de transformation et **tombe en cours d'électrolyse dans le panier anodique car les autres éléments qui constituent l'électrode sont solubilisés.**

Le fer métallique est oxydé à l'anode, ce qui libère des ions $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ dans l'électrolyte. En cours d'électrolyse $[\text{Fe}^{2+}] < 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$ (raisonnable, étant donné que le fer n'est qu'une impureté anodique), : $E_{\text{eq,N}} = -0,44 + 0,03 \log(10^{-8}) = -0,68 \text{ V}$. **Le fer n'est pas réduit à la cathode et reste dans l'électrolyte sous la forme d'ions Fe^{2+} en fin d'électrolyse.**



Cela permet de récupérer l'indium métallique pur à la surface de la cathode et justifie donc l'utilisation d'une anode soluble.