

LC04 — Chimie durable (L)

8 janvier 2016

« Les Canadiens ont toujours eu de l'avance en écologie. Ça fait des siècles qu'ils font du sirop durable. »
LE MEC QUI A SON NOM SOULIGNÉ.

Romain BERTHELARD & Paul EPRON

Pré-requis

- Acides et bases, notion de pH.
- Oxydo-réduction. Notion de couple redox, demi-équations.
- Quelques familles de chimie organique : cétones, aldéhydes, acides carboxyliques. Écriture topologique.

Bibliographie

⚡ <i>Tle S – Dulaurans</i>	tout en activités documentaires et en exercices mais c'est instructif
⚡ <i>Manipulation commentées de chimie organique – J.Drouin</i>	pour la réaction sans solvant et son analyse
⚡ <i>40 expériences illustrées de chimie générale et organique – E. Martinand-Lurin & R.Grüber</i>	la réaction sans solvant s'y trouve aussi, les deux ouvrages sont complémentaires
⚡ <i>Article BUP n°829 (déc. 2000) p.2023</i>	excellent article sur le traitement des résidus de réaction
⚡ <i>Article BUP n°871 (fév. 2005) p.227</i>	dosage des phosphates – il est un peu complexe dans sa préparation mais quand même réalisable par des lycéens
⚡ <i>Chimie industrielle – R.Perrin, J-P.Schaff</i>	pour des notions générales sur la chimie industrielle, les gros chiffres de production (qui datent parfois un peu), les différents secteurs

Commentaires

Il n'y a pas de commentaires du jury en ce qui concerne la leçon de l'année dernière. D'ailleurs la leçon était à traiter au niveau classe prépa à ce moment-là et ce n'est plus le cas.

C'est un genre de leçon où on peut parler de plein de choses mais il faut faire des choix. Niveau lycée, je trouve le contenu « purement scientifique » est assez pauvre dans les chapitres des livres de Terminale S. Ça répond à la logique où la seule compétence exigible dans le bulletin officiel est : « extraire et exploiter des informations à propos de la chimie durable et de la valorisation du dioxyde de carbone ». Du coup tous les livres de lycée sont faits comme ça : exploitation de documents et exercices.

J'ajouterai que j'ai trouvé assez difficilement des ouvrages qui parlaient de la chimie durable ou alors pas de manière très très abordable, ou très évasive. La meilleure pioche pour le moment ce sont souvent les BUP.

Table des matières

I Les grands principes de la chimie durable	3
I.1 Les douze principes fondamentaux	3
I.2 Notion d'économie d'atomes	3
I.2.1 Définition	3
I.2.2 Exemple	4
II Procédés de chimie durable	5
II.1 Un exemple de solvant alternatif	5
II.2 Utilisation d'un catalyseur	5
II.3 Synthèse d'une chalcone	5
III Pollution et dépollution	6
III.1 Dosage des phosphates dans un engrais	7
III.2 Élimination du manganèse	8
III.2.1 Où est-il ? Pourquoi s'en préoccuper ?	8
III.2.2 Réduction du manganèse	8
III.2.3 Précipitation	9

Introduction

✎ Tle S – Dulaurans

La population mondiale a grandement augmenté au cours des dernières décennies, ainsi que la consommation des ressources de la planète. Il est impensable de continuer à utiliser les dites ressources de cette manière car cela se fait sans respecter ni la faune, la flore ou les populations qui pâtissent des lourds procédés industriels ayant (souvent) recours à des produits très toxiques dont l'élimination n'est pas toujours faite proprement.

Les procédés de chimie industrielle (pour l'exemple) ont plusieurs rôles :

- produire des produits de base et les précurseurs chimiques : acides, bases, etc...
- synthétiser et mettre en forme des produits directement utilisables : les peintures, les médicaments, etc...
- extraire et produire les métaux (c'est le domaine de la métallurgie).

Bien sûr il n'y a pas que la chimie industrielle, il faut aussi compter avec les laboratoires de recherche dans bien des domaines, etc. En bref : tous ceux qui utilisent la chimie doivent désormais recourir aux principes de la chimie dite **durable** qui respecte l'environnement.

Au cours de cette leçon, va expliciter et/ou mettre en œuvre la plupart des principes qui doivent désormais gouverner autant que possible les procédés chimiques. En particulier, on verra une réaction de synthèse qui respecte des conditions de chimie douce, un procédé de détection de la pollution et un de traitement des déchets de laboratoire (résidus de réaction de titrage dans un lycée par exemple).

I Les grands principes de la chimie durable

I.1 Les douze principes fondamentaux

Il y a douze principes fondateurs de la chimie verte qui ont été énoncés par Paul ANASTAS et John WARNER en 1998 :

1. Limiter la pollution à la source.
2. Économiser les atomes.
3. Travailler avec des conditions opératoires sûres.
4. Concevoir des produits sûrs.
5. Rechercher et utiliser des solvants alternatifs.
6. Économiser l'énergie.
7. Privilégier les ressources renouvelables.
8. Réduire les déchets.
9. Préférer les réactions catalysées.
10. Concevoir des produits bio-dégradables.
11. Analyser en temps réel pour prévenir la pollution.
12. Réduire les risques d'accidents.

Pour réaliser ces objectifs, on peut agir sur :

- les matières premières : on doit limiter les quantités utilisées, recourir aux agro-ressources et on utilise le principe de l'économie d'atomes ;
- le choix des solvants : ils doivent être non toxiques, non polluants et on doit limiter leur usage ;
- la chimie douce : les réactions chimiques doivent consommer le moins possible d'énergie ;
- le recyclage et la valorisation des produits ;
- la limitation des déchets et leur traitement.

Certains principes relèvent simplement du bon sens mais tous ne sont pas facilement réalisables industriellement parlant. C'est un sujet de recherche très actif, en particulier dans le domaine de la production d'énergie, de la dépollution et des synthèses de produits. Un concept nouveau et particulièrement important dans le domaine des synthèses est celui de l'économie d'atomes dont on va à présent discuter plus en détails.

I.2 Notion d'économie d'atomes

I.2.1 Définition

✎ Tle S – Dulaurans

Jusqu'à présent, lorsque l'on synthétisait un produit chimique, la qualité du procédé de synthèse était déterminée par la valeur du **rendement**. Celui-ci comparait la quantité de produit obtenue par rapport à celle

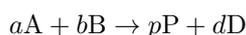
que l'on aurait pu obtenir dans ces conditions expérimentales parfaites. Cette notion est importante pour déterminer l'efficacité d'un procédé, mais elle ne donne aucun renseignement sur le caractère écologique du procédé.

Lors d'une synthèse chimique, chaque espèce est désormais classée en deux catégories :

- les produits valorisés : ce sont les produits d'intérêt qui seront utilisés directement par la société ou bien qui seront réinvestis ultérieurement dans un autre procédé chimique ;
- les produits non valorisables : ce sont les déchets de la réaction, c'est-à-dire toutes les espèces chimiques qui sont inutiles à l'issue du processus et qui ne peuvent être utilisées d'une autre manière, et seront donc jetées (ce sont des déchets).

On tient donc désormais compte de toutes les espèces chimiques impliquées dans un processus. Pour quantifier le fait qu'une réaction (ou un ensemble de réaction) respecte plus ou moins bien l'environnement, on introduit une nouvelle grandeur : **l'économie d'atomes**. L'idée est assez simple : on compare la masse des **produits valorisables** à celle des réactifs engagés dans la réaction.

Dans la pratique, si on considère la réaction suivante :



où P est l'espèce chimique valorisée, alors l'économie d'atomes est définie en fonction des masses molaires de chaque espèce chimique :

$$E_{\text{at}} = \frac{pM_P}{aM_A + bM_B}$$

Ce rapport est nécessairement compris entre 0 et 1 (comme un rendement) et il témoigne du caractère écologique d'un processus chimique : plus il est proche de 1, le mieux on a su convertir les atomes en produit intéressant et utilisable.

1.2.2 Exemple

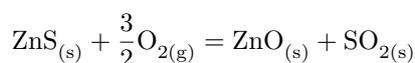
✦ Fosset, fin du chapitre sur les diagrammes d'Ellingham

En métallurgie, on cherche à synthétiser les métaux sous une forme pure. Ce procédé est souvent réalisé à partir d'un oxyde de ces métaux :

EXEMPLE :

- on produit le fer à partir de l'hématite Fe_2O_3 ;
- on produit le zinc à partir de l'oxyde de zinc ZnO ;

Dans le cas du zinc, on ne le trouve pas directement à l'état naturel sous la forme d'un oxyde, mais dans la blende dont la formule chimique est ZnS . Dans le procédé industriel, on grille la blende selon la réaction suivante :



À l'issue de l'étape du grillage, ZnO est évidemment **valorisable** puisque c'est à partir de lui qu'on pourra produire le zinc solide pur.

Calculons l'économie d'atomes correspondant à cette réaction :

$$E_{\text{at}} = \frac{M_{\text{Zn}} + M_{\text{O}}}{M_{\text{Zn}} + M_{\text{S}} + 3M_{\text{O}}} = 56\%$$

L'autre produit SO_2 est un gaz toxique. À première vue, on constate qu'un tel procédé, en termes d'économie d'atomes n'est pas très efficace. Seule la moitié des atomes engagés dans la réaction sert à générer le produit d'intérêt.

En fait, le dioxyde de soufre est valorisable lui aussi : on s'en sert pour produire de l'acide sulfurique qui est un produit chimique extrêmement utilisé dans l'industrie chimique. Donc dans la réaction de grillage de la blende, le calcul de l'économie d'atomes ne doit pas se faire seulement en tenant compte de l'oxyde de zinc produit, mais aussi avec le dioxyde de soufre. Comme ce sont (en théorie) les deux seuls produits de la réaction, l'économie d'atomes est en fait de 100%. Donc du point de vue de **l'utilisation des matières premières**, ce procédé est écologiquement parfaitement viable.

On vient d'introduire un outil quantitatif qui permet de savoir si une réaction chimique, du point de vue des espèces impliquées, est optimisée de sorte que le gaspillage soit limité. Plus l'économie d'atomes est élevée, moins on a produit d'espèces non valorisables.

Maintenant qu'on a posé les bases de la chimie durable, on va s'intéresser plus en détail à la manière dont elle est mise en œuvre lors de procédés chimiques (une synthèse par exemple), notamment dans le choix des réactifs et des solvants.

II Procédés de chimie durable

En chimie, l'utilisation des solvants est très courante, et les principes de la chimie verte imposent :

- de limiter leur utilisation (la croisade contre le gaspillage est essentielle en écologie) ;
- d'en utiliser qui soient aussi peu toxiques que possibles ;
- qu'ils soient issus autant que possible de ressources renouvelables.

II.1 Un exemple de solvant alternatif

♣ *Tle S – Dulaurans, p.452*

En chimie organique, on utilise par souvent le tétrahydrofurane (THF). En termes de sécurité, c'est un composé dont la forme liquide et les vapeurs sont inflammables, pouvant provoquer une sévère irritation des yeux et irriter les voies respiratoires. C'est un solvant organique qui permet notamment de travailler avec des produits qui auraient la mauvaise idée de réagir avec l'eau (les réactifs de Grignard par exemple). Mais ce solvant est loin d'être parfait et il est miscible à l'eau, ce qui en cas d'extraction pourrait se révéler gênant (il n'y aurait pas séparation entre la phase organique et la phase aqueuse). On dit qu'il s'agit d'un **petrosolvant** car il est obtenu à partir des composés du pétrole. Il fait donc partie des produits dont la synthèse repose sur des énergies fossiles et pour lesquels on doit trouver soit une autre voie de synthèse soit un substitut.

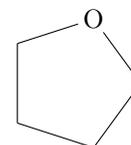


FIGURE 1
– THF

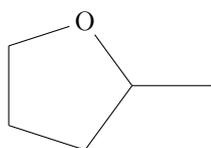


FIGURE 2 – Me-THF

Dans le cadre de la chimie durable, un autre solvant de même nature (chimique) existe désormais : le 2-méthyl-tétrahydrofurane (noté Me-THF). En termes de sécurité il présente les mêmes caractéristiques que le THF mais n'irrite pas les voies respiratoires. Il est obtenu à partir de la canne à sucre ce qui fait de lui un **agrosolvant**, ce qui entre dans le cadre de la chimie verte. Il détient en outre de meilleures capacités d'extraction (donc on utilise moins de volume) que le THF pour des composés polaires, son isolement est plus facile et son recyclage aussi. Il améliore aussi les rendements de réaction.

Ce composé répond donc en de nombreux points aux exigences de la chimie durable :

- il est issu de sources renouvelables ;
- il est légèrement moins dangereux que son prédécesseur ;
- on en utilise moins que le THF pour arriver au même résultat lors d'un procédé chimique.

II.2 Utilisation d'un catalyseur

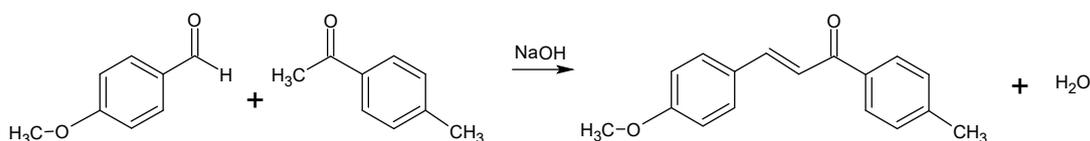
Les catalyseurs sont des espèces (souvent d'origine chimique, avouons-le) qui interviennent dans une réaction chimique mais qui ne sont globalement pas consommées au cours de la réaction. Leur rôle est d'aider la réaction à se produire plus rapidement, ce qui fait qu'elles interviennent au cours de la réaction, subissant des modifications, mais sont régénérées à l'issue de la réaction.

Dans les procédés de **chimie douce**, on cherche à s'inspirer du vivant pour les réactions chimiques. De ce fait, l'utilisation des enzymes comme catalyseur constitue une bonne piste car ce sont des molécules biologiques.

II.3 Synthèse d'une chalcone

♣ *Drouin, p.330*

On va s'intéresser à une synthèse organique : celle de la chalcone. La réaction est la suivante :



Synthèse de la chalcone

♣ J.Drouin ou Grüber

⊖Durée de préparation :

Réactifs :

- 4-méthoxybenzaldéhyde
- 4'-méthylacétophène
- hydroxyde de sodium

Mode opératoire : la manipulation se fait sous hotte car les réactifs (la cétone et l'aldéhyde) sont nocifs. Le produit ne l'est pas. Le mélange au pilon se fait durant quelques minutes^a. Le mélange devient jaune et pâteux et on utilise un peu d'eau (quelques millilitres) pour le décoller. Il est possible de le recrystalliser et de purifier le produit et de calculer le rendement. Ce n'est pas mon propos ici, je souhaite simplement mettre en valeur le fait que cette réaction se déroule dans des conditions qui respectent les principes de la chimie durable.

^a. Donc il faut savoir meubler la conversation pendant qu'on est sous la hotte à pilonner les réactifs avec un enthousiasme certain...

La synthèse des chalcones est un enjeu industriel et sanitaire important : elles ont des applications en médecine où elles peuvent avoir des propriétés antibactériennes, fongicides, antitumorales et anti-inflammatoires.

La réaction qui a été présentée ici a été réalisée... sans solvant ! Bien que les espèces mises en présence aient été liquides pour certaines, il n'a pas été nécessaire de les placer dans un autre milieu liquide pour que la réaction se produise. Pour ce type de réactions particulières¹ où une cétone réagit avec un aldéhyde, il a été montré que les réactions étaient en fait même plus rapide et sélectives en l'absence de solvant.

À ce stade, on constate que ce procédé est écologiquement très viable : on n'utilise pas de solvant, les espèces chimiques mises en jeu ne sont pas dangereuses pour l'environnement en soit, on a opéré à température ambiante et fait usage d'un catalyseur (la soude). On respecte donc les principes de la chimie **douce**.

Calculons l'économie d'atomes. L'équation de réaction indique que le seul autre produit de réaction (à part la chalcone) est l'eau. L'économie d'atomes est donc :

$$E_{\text{at}} = \frac{M_{\text{chalcone}}}{M_{\text{aldéhyde}} + M_{\text{cétone}}} = \frac{252.0}{136 + 134} \simeq 93.3\%$$

Cette synthèse est très efficace du point de vue de l'économie d'atomes. Pratiquement tous les atomes contribuent à former le produit voulu.

Après avoir discuté des concepts fondateurs de la chimie durable et de quelques pratiques qui s'inscrivent dans sa logique lors de réactions chimiques, on va s'intéresser à ce qui se passe après les réactions : la gestion des déchets.

III Pollution et dépollution

La pollution de l'air, des sols et des océans est à la fois un problème environnemental et sanitaire. Toutes les espèces chimiques n'ont pas la même toxicité et il est primordial de connaître les concentrations acceptables dans un milieu. On doit pouvoir vérifier quelle est la concentration des espèces chimiques ce qui fait appel à diverses techniques de **dosage** dont certaines doivent parvenir à détecter des traces d'espèces nocives dans un milieu.

Il est également essentiel, une fois les espèces polluantes identifiées, de neutraliser leur toxicité et de les rendre inoffensives pour l'environnement et l'homme. Ce sont ces deux aspects dont nous allons à présent discuter.

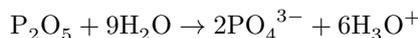
1. On parle d'aldolisation. Mais ce n'est pas au programme des lycées.

III.1 Dosage des phosphates dans un engrais

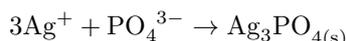
⚡ BUP n°871

Les engrais comportent notamment du phosphore sous la forme d'ions phosphates. À faible dose ils présentent peu de danger, mais à forte concentration ils peuvent considérablement nuire aux milieux aqueux car ils permettent un développement exagéré des matières organiques, ce qui cause indirectement la mort de nombreux organismes. On trouvait les phosphates dans les lessives et les détergents pour leurs propriétés anti-calcaire, mais c'est désormais interdit en France. On trouve désormais les phosphates dans les engrais.

On se propose ici de doser les phosphates présents dans un engrais liquide commercial qui indique une teneur massique de 5% en P_4O_5 . En présence d'eau, il se décompose :



On va mettre à profit le fait que les ions phosphates réagissent avec l'argent selon la réaction :



On aura placé les ions argent en excès et **on dosera ceux qui n'auront pas réagi avec le phosphate**. On déduira ainsi la quantité d'ions phosphates contenus dans l'engrais et donc leur masse.

Dosage d'un engrais

⚡ BUP n°871

⊕Durée de préparation : 1h

Produit	Rôle
engrais liquide commercial	on va le peser précisément pour le doser
peroxodisulfate de potassium $K_2S_2O_6$	oxydant très puissant
acide sulfurique concentré	il sert à acidifier (naaaan jure!) les solutions
solution de nitrate d'argent ($10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	introduction des ions argent pour précipiter le chlore naturellement présent
nitrate d'argent solide	argent qui va réagir avec les phosphates
soude ($3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	induit un précipité qu'on va éliminer par filtration
thiocyanate de potassium ($0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	c'est la solution titrante
nitrate ferrique ($0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	c'est un indicateur de fin de réaction

Je ne détaille pas ici tout le protocole. Les étapes de la transformation de l'engrais en une solution prête à doser n'est pas excessivement compliquée mais expliquer les étapes est long et pas spécialement pertinent en ce qui concerne cette leçon. Je renvoie au BUP pour plus de détails, c'est assez bien fait.

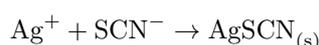
Après avoir préparé l'engrais pour le dosage, il ne reste en solution que les ions argent qui n'ont pas réagi avec les phosphates. Un petit tableau d'avancement :

	$3 Ag^+$	$+ PO_4^{3-}$	$\rightarrow Ag_3PO_{4(s)}$
avant réaction	n	n_0	0
après réaction	$n - 3n_0$	0	n_0

Si le volume du filtrat récupéré est V_0 alors la concentration en ions argent dans le filtrat (que l'on va doser) est :

$$c = \frac{n - 3n_0}{V_0}$$

On prélève un volume V_1 de ce filtrat que l'on va titrer avec une solution de thiocyanate de potassium de concentration c_{thio} . La réaction du titrage est :



On repère l'équivalence (volume V_{eq} versé) grâce au nitrate ferrique qui colore la solution en rouge² une fois que tous les ions argent ont disparu. On détermine alors la quantité de phosphate présents :

$$n_0 = \frac{1}{3} \left(n - c_{thio} V_{eq} \frac{V_0}{V_1} \right) = \quad \text{mol}$$

Vu que ceux-ci proviennent de la décomposition de P_2O_5 dans l'eau on a :

$$n(P_2O_5) = \frac{n_0}{2}$$

d'où la masse :

$$m(P_2O_5) = \quad \text{g}$$

que l'on compare à la masse d'engrais prélevée pour obtenir le pourcentage massique :

$$\%P = \frac{m(P_2O_5)}{m_{engrais}} =$$

Cette valeur est à comparer avec celle indiquée sur la bouteille commerciale qui était de 5%.

III.2 Élimination du manganèse

↪ BUP n°829

À l'issue d'une manipulation chimique, on se trouve généralement en présence de déchets. Il est inenvisageable de tous les placer dans une poubelle « fourre-tout » où le contenu résultant peut être d'évolution imprévisible et même carrément douteuse. De même, il est absolument hors de question de tout jeter à l'évier en s'imaginant que les espèces chimiques resteront bien sages et ne réagiront avec rien d'autre. En outre, les métaux sont généralement toxiques pour la vie animale et végétale.

Les métaux tels que fer, le zinc, l'étain, le cobalt et le cuivre sont en revanche des espèces dont la concentration dans une eau potable ne peut excéder une concentration comprise entre $10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (selon l'espèce concernée). S'en débarrasser en les diluant très fortement est une solution possible si les concentrations qui ont été utilisées dans le procédé chimique sont faibles (sinon on gaspille une très grande quantité d'eau, ce qui n'est pas acceptable).

Enfin on arrive aux métaux lourds tels que le plomb, le chrome, le manganèse, l'argent, le cadmium et le mercure. Leurs ions peuvent être extrêmement toxiques et ils doivent être impérativement éliminés. Dans le cadre de cette leçon on va s'intéresser à une espèce que l'on rencontre souvent au lieu dans le cadre des dosages : le permanganate de potassium.

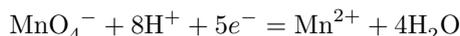
Même au lycée, les manipulations exigent que l'on traite convenablement les déchets. On va ici s'intéresser au traitement de métaux et le procédé utilisé en industrie n'en diffère que très peu. Ce sont les mêmes principes qui sont utilisés, mais à une autre échelle.

III.2.1 Où est-il ? Pourquoi s'en préoccuper ?

Typiquement, lors d'un dosage d'oxydoréduction ou bien d'un dosage par spectrophotométrie on peut recourir au permanganate de potassium de formule MnO_4^- . Sous cette forme, le manganèse est toxique pour l'organisme.³

III.2.2 Réduction du manganèse

Écrivons la demi-équation redox du couple MnO_4^-/Mn^{2+} :



On voit dans cette équation que le permanganate est l'oxydant. Il doit donc être **réduit**. L'écriture de la demi-équation montre également que la réaction doit se produire en milieu acide. Aussi lorsqu'une solution contenant du permanganate⁴ doit être traitée, on doit dans un premier temps s'assurer que le pH est inférieur à 3. Si ce n'est pas le cas, on ajoute un peu d'acide sulfurique.

2. Il reste des ions chlorure en solution. Pas beaucoup (ce qui garantit que la concentration en argent ne change pas), mais assez pour qu'il y ait un précipité un peu gênant pour la visualisation.

3. L'oxyde de chrome l'est également. Son traitement est identique dans le principe, mais les techniciens n'aiment pas trop l'idée qu'on fasse mumuse avec du chrome comme ça pour la déconne, et pédagogiquement je trouve ça plus intéressant de traiter le cas du manganèse que des élèves vont croiser à de nombreuses reprises.

4. En fait il faut faire ça en l'absence d'agents complexant. Mais niveau lycée c'est pas la peine de s'embêter avec ça ils ne savent pas de quoi ça s'agit cette bestiole.

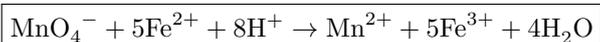
À présent il faut introduire l'espèce réductrice : le choix se porte sur le sulfate de fer II **solide** ($\text{Fe}(\text{SO}_4)$). Plusieurs raisons à cela :

- l'ajout d'un solide et non d'une solution liquide permet de ne pas augmenter le volume des déchets et c'est très souvent ce qui est facturé par les sociétés qui gèrent les déchets *in fine* ;
- le sulfate de fer II est très bon marché.

La demi-équation redox dans laquelle sera impliqué le fer II sera donc :



On équilibre tout ça et l'équation de réduction du manganèse par le fer II est :

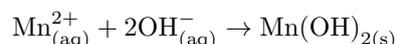


La solution doit devenir incolore, ce qui est caractéristique de la présence de Mn^{2+} et Fe^{3+} en solution.

III.2.3 Précipitation

Bien que désormais le permanganate soit éliminé, il est encore possible d'agir dans le sens de la chimie durable en le faisant précipiter sous la forme d'un hydroxyde. Sous cette forme, le composé sera nécessairement moins lourd et moins volumineux, et donc moins cher à traiter que la solution initiale en ions manganèse.

On va faire un précipité avec l'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$ qui est une base très économique (et l'ion calcium est inoffensif comme l'a évoqué plus avant) :



Le pH de précipitation doit être autour de 11. On laisse la solution telle quelle à l'air libre pendant quelques jours. Le précipité va décanter et on pourra le récupérer par filtration ou en siphonnant. Il pourra alors être stocké et envoyé à une entreprise spécialisée dans la gestion des déchets.

Conclusion

La chimie durable s'inscrit dans une logique où tout processus chimique doit respecter l'environnement selon plusieurs critères, fondés globalement sur l'économie d'énergie et la gestion raisonnée des ressources : on utilise aussi peu de produits que possibles, ils ne doivent pas être toxiques et provenir de ressources renouvelables. On introduit en particulier le concept d'économie d'atomes qui permet de mesurer quantitativement l'efficacité d'une réaction chimique (utilise-t-on tous les atomes pour produire une espèce, ou bien en gaspille-t-on ?).

Cette philosophie de la chimie gère les procédés d'un bout à l'autre : depuis l'origine des produits utilisés, en passant par la manière dont la réaction se produit, pour finir par la gestion des déchets. Ces derniers doivent être minimales. Ils sont bien sûr inévitables et il convient de savoir s'en débarrasser d'une façon propre qui respecte l'environnement.

Parmi les nombreux défis que doit relever la chimie dans le cadre de l'écologie, la crise énergétique et la gestion des gaz à effet de serre occupent également une part non négligeable. En particulier le célèbre dioxyde de carbone, gaz à effet de serre notoire, est désormais enfoui dans des gisements épuisés de ressources fossiles. Il est également valorisé en tant que fluide supercritique pour ses propriétés de solvant. Enfin, il peut être capté par des organismes pratiquant la photosynthèse.

Autant de pistes, recouvrant bien des domaines, mais qu'il n'est pas possible d'évoquer dans un temps aussi restreint.

Commentaires, questions, gribouillis, brouillon pour le DM que vous faites discretos au lieu de m'écouter⁵ :

5. et vous avez bien raison!