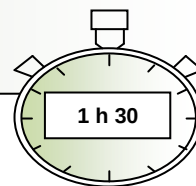


Activité expérimentale ACTIVITE 2 : POURQUOI MARS EST-ELLE ROUGE ?

Capacités travaillées par tous les élèves :

- Suivre un protocole donné
- Observer, extraire des informations d'un fait observé
- Identifier le risque
- Respecter les règles de sécurité
- Emettre une hypothèse



I. Problématique



Mars le 26 août 2003, vue par le télescope Hubble (©NASA).

La planète Mars possède des calottes de glace et est en partie recouverte d'une poussière sèche de couleur rouge qui contient du fer.

**Sous quelle forme le fer est-il présent dans cette poussière ?
Comment s'est-elle formée ?**

II. Expérimentation

- Réalisez chacune des expériences de la Fiche expérience « quelques états du fer ».
- Schématisez les expériences sur votre compte-rendu.
- Complétez le diagramme sur cette fiche par la formule chimique du composé obtenu, son état (en solution, précipité, métal, poudre ...) et sa couleur.
- Conclure : quel est la formule chimique du composé de fer qui donne sa couleur à Mars ?

III. Prolongement

Le composé trouvé est l'un des constituants de la rouille.

- En présence de quels réactifs la rouille se forme-t-elle ?
- Qu'en déduisez-vous sur la composition de Mars dans le passé ?

Critères de Réussite		Oui	Non
Suivre un protocole donné	Je connais		
	La verrerie courante en chimie		
	Je suis capable de		
Observer	Identifier les réactifs et la verrerie à utiliser		
	Je suis capable de		
	Observer et décrire les transformations lors d'une expérience de chimie		
Identifier le risque	Je connais		
	Les pictogrammes de danger		
	Je suis capable de		
	Comprendre les pictogrammes et les phrases de risque associées		
	Attitude		
Respecter les règles de sécurité	Avant d'utiliser un réactif, je vérifie si une fiche de risque a été fournie		
	Attitude		
	Ma blouse est fermée et mes cheveux attachés, mon espace de travail est dégagé		
	Je ne respire pas au-dessus d'un récipient contenant un produit chimique		
	Je mets des gants lorsque c'est nécessaire		
Emettre une hypothèse	En cas de contact accidentel d'un produit à risque avec la peau ou les yeux, je rince abondamment à l'eau courante pendant 10 minutes.		
	Je mets en relation des connaissances et une observation pour émettre une hypothèse sur les conditions de formation d'un composé.		

Fiche expérience « quelques états du fer »

Expérience préliminaire

Dans un bécher, verser quelques millilitres d'une solution contenant des ions Fe^{2+} puis plonger une lame de zinc bien décapée. Laisser agir pendant toute la séance (on reviendra sur cette expérience plus tard).

Expérience 1 : action de l'acide chlorhydrique sur le fer

Dans un tube à essai, versez une spatule de limaille de fer puis environ 2mL d'acide chlorhydrique à 1 mol.L^{-1} . Observations. Conclusion.

Expérience 2 : action de la soude sur les ions fer

Dans un tube à essais, verser quelques millilitres d'une solution contenant des ions Fe^{2+} . Dans un autre tube à essais, verser quelques millilitres d'une solution contenant des ions Fe^{3+} .

Quelle est la couleur de chacune de ces deux solutions ?

Donner la composition et le cortège électronique des deux ions en solution.

Ajouter dans chacun de ces tubes quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium.

Faire un schéma annoté des expériences.

Donner la formule chimique de la solution d'hydroxyde de sodium.

Donner les équations de ces deux réactions.

Expérience 3 : action de l'air sur le fer

Remplir un flacon (pot de confiture) de dioxygène, puis le boucher et le maintenir à l'envers.

Chauffer, avec le bec bunsen, un morceau de laine de fer accroché avec une pince crocodile à un bouchon de liège.

Introduire très rapidement la laine de fer préenflammée dans le flacon.

Rendre compte des observations par un schéma.

Le produit de la réaction est l'oxyde magnétique aussi appelé trioxyde de fer.

Quelle est la formule de ce composé ?

Ecrire l'équation de cette réaction.

Expérience 4 : déshydratation de l'oxyde de fer (III) hydraté

Placer un clou en fer dans une solution de sulfate de cuivre. Laisser agir.

Faire des observations. Interpréter la réaction qui se déroule. Quels sont les produits et les réactifs ?

Retour sur la première expérience

Noter les observations.

Ecrire l'équation de la réaction qui a eu lieu.

Bilan : quelles sont les différentes formes de l'élément fer observées dans cette séance ?

Pourquoi parle-t-on de conservation de l'élément fer ?

FICHES DE SECURITE

Acide chlorhydrique



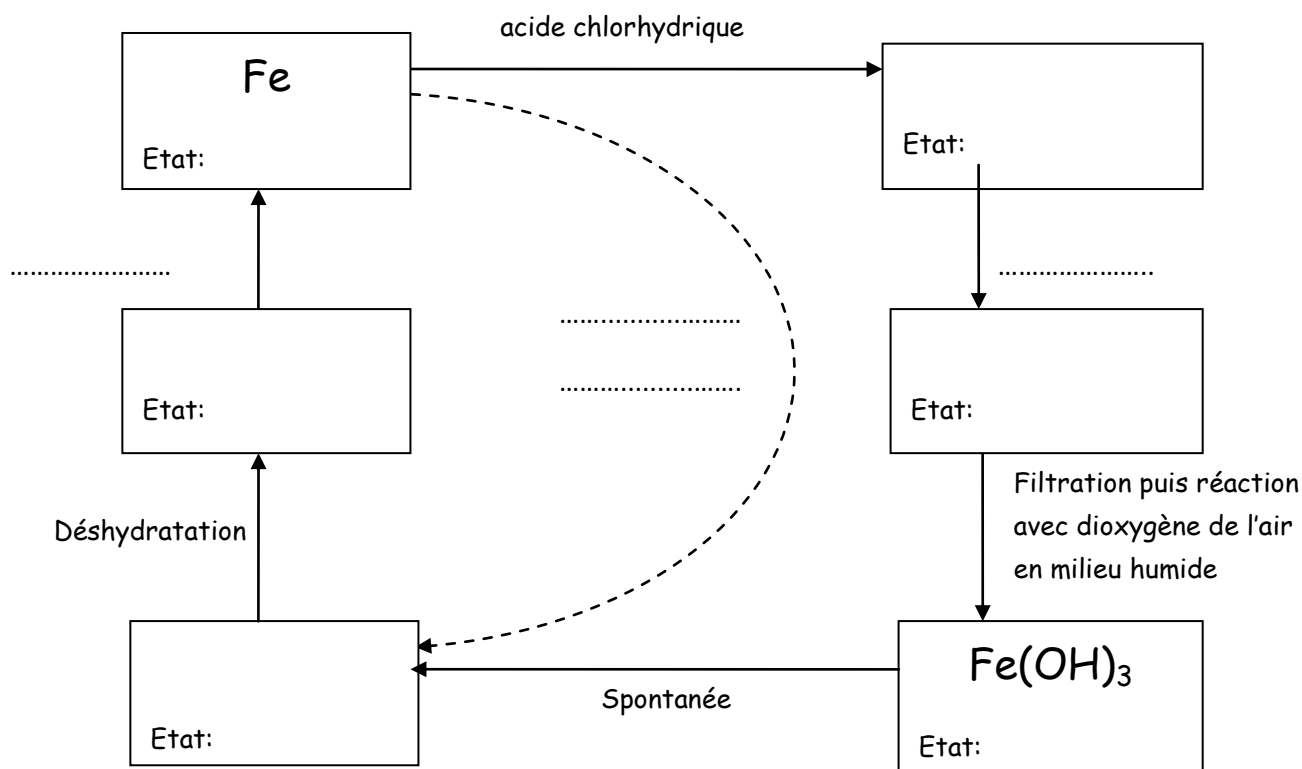
- Provoque de graves brûlures
- Irritant pour les yeux, les voies respiratoires, la peau
- Nocif par contact avec la peau, ingestion et inhalation

Soude (hydroxyde de sodium)



- Provoque de graves brûlures

Un mélange de poudre d'oxyde de fer et de poudre d'aluminium est placé sur une brique réfractaire ou dans un creuset. La réaction est amorcée par la combustion d'un ruban de magnésium. Il se forme un métal incandescent qui devient gris en refroidissant et qui est attiré par un aimant.



2^{nde}

L'Univers / Connaître Mars / Séquence 4 - Connaître le sol

Activité expérimentale

POURQUOI MARS EST-ELLE ROUGE ?

Fiche prof

Capacités travaillées par

tous les élèves :

- Suivre un protocole donné
- Observer, extraire des informations d'un fait observé
- Identifier le risque
- Respecter les règles de sécurité
- Emettre une hypothèse

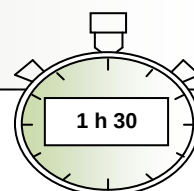
Objectifs de la séance :

- Comprendre qu'un élément peut exister sous différents états
- Réaliser des expériences simples en respectant les conditions de sécurité
- Comprendre que les éléments se conservent au cours d'un cycle pour le choix du meilleur site de lancement pour un voyage sur Mars.

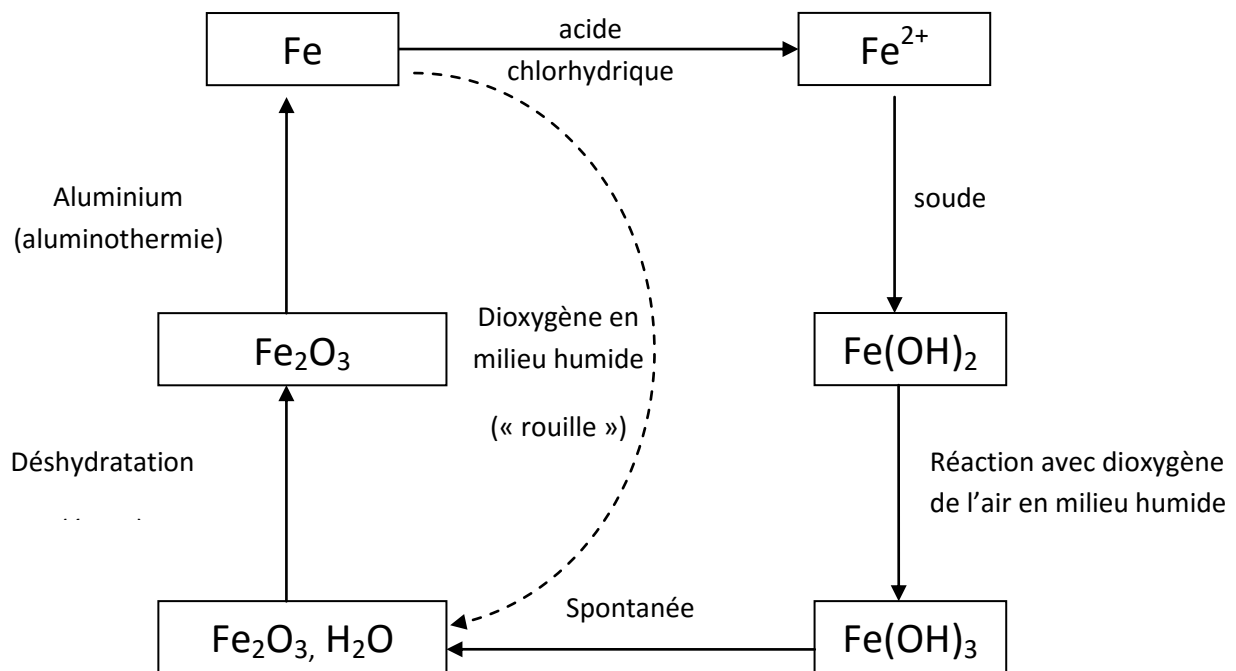
Prérequis :

Groupe formateurs Lycée-Académie de Toulouse

- Représentation des atomes par des symboles, des molécules par des formules (4^e)
- Notion d'ions (3^e)
- Les produits acides ou basiques concentrés présentent des dangers (3^e)



Un cycle du fer



Remarques sur les expériences

- **Action de l'acide chlorhydrique sur le fer** : à tester avant. Cette réaction est étudiée en troisième, et les collègues ne mentionnent pas de problèmes de mise en œuvre. Néanmoins, d'après les tests réalisés dans mon lycée avec plusieurs qualités de fer (clou, limaille, 2 poudres de marques différentes) : suivant les qualités de fer et les concentrations, il arrive que seul le dégagement gazeux soit visible et pas la couleur verdâtre. Cependant, même lorsque la couleur verdâtre n'est pas visible à l'œil nu, la mise en évidence des ions Fe^{2+} par la soude se fait correctement.

Avec de l'acide chlorhydrique à 2 mol.L^{-1} , voici la coloration obtenue après 30 minutes (!) avec les réactifs disponibles dans mon lycée. Ce n'est pas très vert...

Je pense prévoir pour chaque binôme un tube à essai dans lequel on aura démarré la réaction une demi-heure à une heure avant l'expérience en classe.

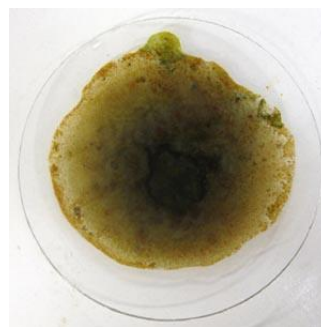
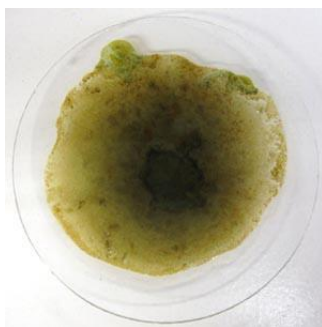
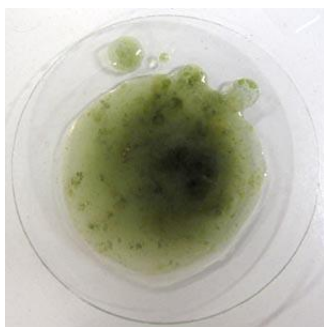


- **Action de la soude sur la solution contenant les ions Fe^{2+}** : pour obtenir une quantité significative de précipité, et pouvoir faire la suite, il faut que la solution soit suffisamment concentrée en ions Fe^{2+} : sinon on obtient davantage une suspension solide ressemblant à des « floccs » qu'un précipité abondant que nous allons pouvoir filtrer.

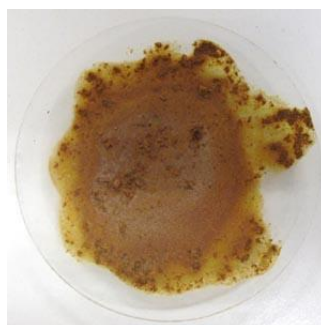
Dans les tubes ci-contre, celui de gauche a été obtenu en ajoutant la soude après 5 minutes d'oxydation (pas assez de précipité pour la suite), celui de droite après 30 minutes (quantité de précipité exploitable).



- **Oxydation de Fe(OH)_2** : si on a obtenu suffisamment de précipité, il suffit de renverser le contenu du tube à essai dans une coupelle pour augmenter la surface de contact avec l'air... Il est aussi possible de filtrer (plutôt sous vide) avant d'observer l'oxydation. En quelques minutes, on observe un passage du vert à l'orangé.



- **Déshydratation** : avoir préparé une coupelle d'avance pour avoir un résultat à montrer en cas de manque de temps... Ci-dessous deux résultats obtenus avec une quantité de précipité plus ou moins importante.



- **Aluminothermie** : Attention aux projections. A réaliser de préférence sous la hotte.
Attention à la lumière très vive lors de la combustion du magnésium : ne pas regarder la flamme directement (idéalement, placer un verre fumé devant l'expérience).
- En pratique :
Réaliser un mélange des deux poudres dans les proportions stoechiométriques.
Broyer finement dans un mortier avec un pilon pour éliminer la couche éventuelle d'alumine.
Placer 1 à 2g maximum du mélange sur la brique ou (mieux) dans un creuset percé (avec un papier pour maintenir la poudre) : dans ce dernier cas, prévoir le récipient rempli d'eau en dessous, ou bien un bac de sable...
Enflammer le ruban de magnésium (décapé) à l'aide d'un bec bunsen.
Ne pas regarder directement tant que le magnésium brûle : la lumière est très vive (le mieux est de placer l'expérience derrière un verre fumé).
- Difficultés possibles:
Si l'aluminium a été oxydé et est recouvert d'alumine, il risque d'y avoir des difficultés à réaliser l'expérience. Le mélange doit aussi être bien fin et bien sec.
Si le mélange ne s'enflamme pas facilement, une solution peut être de le chauffer un peu avec un bec bunsen large avant d'insérer le ruban de magnésium.
- Alternative :
Possibilité de montrer la vidéo suivante au lieu de faire l'expérience.
<http://photochemistry.epfl.ch/EFC/Applet/Aluminothermie.mov>

Autres ressources possibles

http://www.dailymotion.com/video/xbc6l6_pourquoi-mars-est-elle-rouge-y-fran_tech (Vidéo CNES)
<http://www.spc.ac-aix-marseille.fr/labospc/spip.php?article112>