



Plantage n° 22 c

Expériences illustrant les propriétés du Fer à différents degrés d'oxydation

Introduction :

Pour présenter cet élément, on peut donner 2 échelles :

Fe ⁰	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Fe ²⁻	→ m.o
	FeO	Fe ₂ O ₃	Fe ₂ O ₃	FeO	Fe ₂ O ₄ ²⁻	

Il possède donc beaucoup de propriétés différentes. Dans la nature, on le trouve sous forme de Fe⁰ ou d'oxyde. Sa configuration électronique est [Ar] 4s² 3d⁶. C'est un élément très paramagnétique car il possède beaucoup d'e⁻ célibataires. Étudions les passages aux différents composés.

I le Fer au degrés d'oxydation 0 :

GRANDS LUNETTES

Poudre de Fer

HCl (1%)

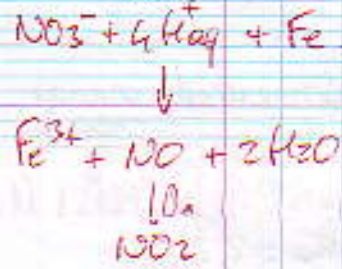


- On observe un dégagement gazeux qui donne une déformation à la flamme ⇒ H₂
- On filtre puis on ajoute au filtrat des ions ferricyanure de potassium ⇒ précipité bleu de Fe(CN)₆⁴⁻ ⇒ Fe²⁺

PETITE GRANDS

Poudre de Fer

HNO₃ (1%)

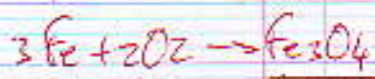


2) Passage au Fer III

- On observe des vapeurs rouges caractéristiques de NO₂ (toxique)
- Si on filtre, le filtrat a une couleur rouge caractéristique de Fe³⁺ + ferricyanure de potassium ⇒ précipité bleu de prusse.



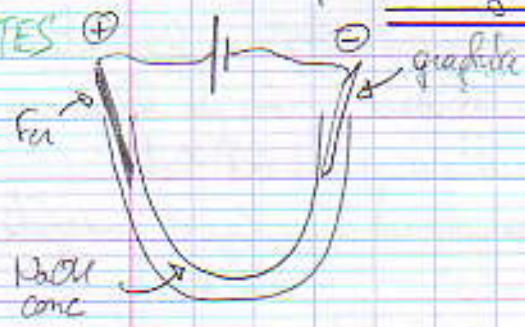
3) Passage à l'oxyde magnétique Fe₃O₄



- On porte la paille de fer au rouge au préalable, on observe plusieurs étincelles
- On caractérise Fe₃O₄ par son attraction sur un aimant car c'est un oxyde magnétique

GANTS
LUNETTES

4) Passage au fer II FeO₄²⁻ à l'ancien préalablement lavant (I₂)



- Dégageement de O₂ sur le Fe (+)
- Dégageement de H₂ sur le C (-)
- Au pôle (+), couleur violette venant de l'oxydation du fer en Ferrate



Rq : l'expérience ne marche qu'en milieu très basique. (pH du tap)

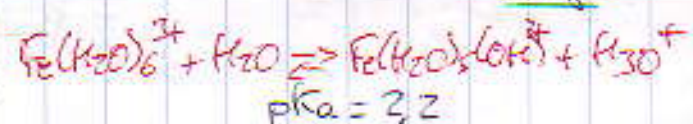
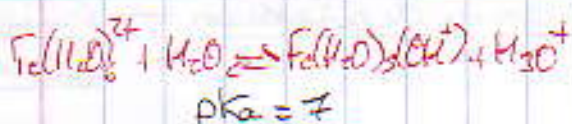
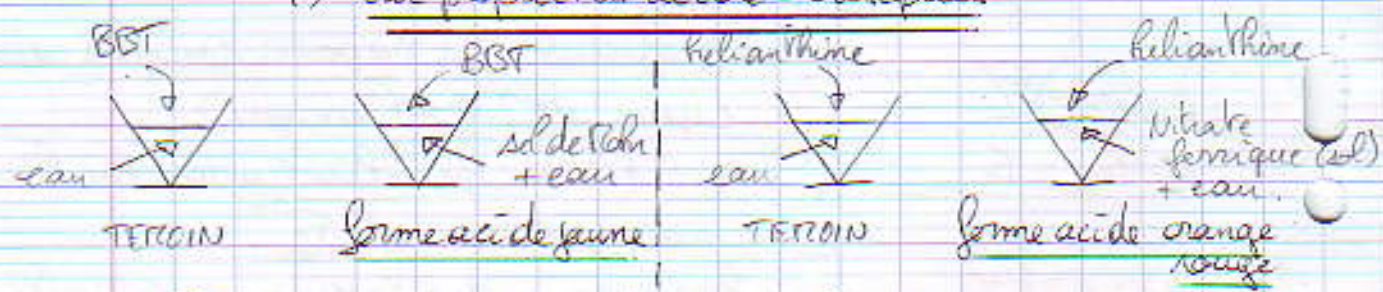
Caractérisation de FeO₄²⁻

- On récupère la solution au voisinage du pôle (+), on repasse en milieu acide grâce à HCl (vérification papier-pte) $\Rightarrow \text{FeO}_4^{2-} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ (décoloration du violet)
- On teste du ferrocyanure de Potassium qui donne une couleur bleue assez peu visible \Rightarrow précipité bleu de Prusse

au KSCN

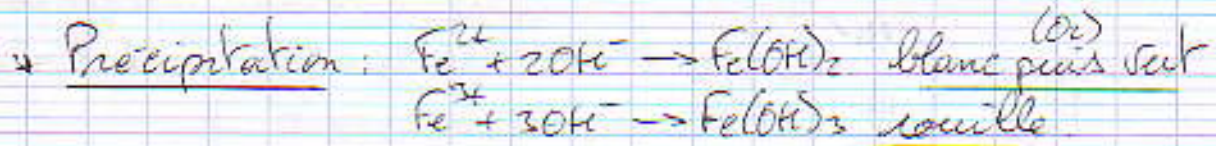
II le Fer au degré II et III

1) leur propriétés acido-basiques

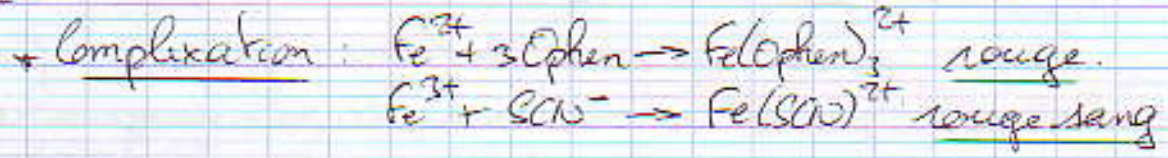




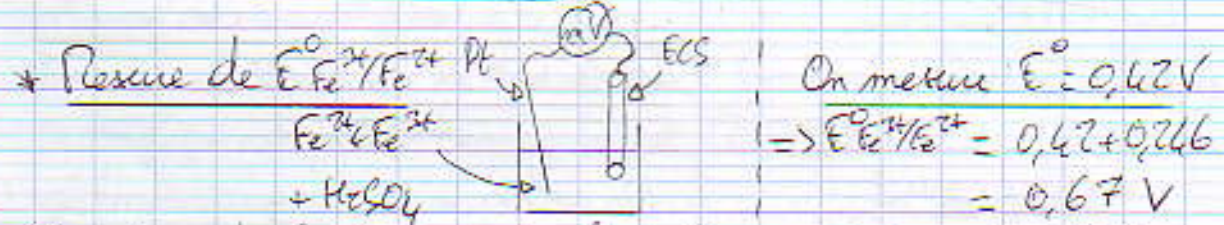
2) Des tests caractéristiques :



Fe^{2+} = sel de Mohr
 Fe^{3+} = Nitrate ferrique



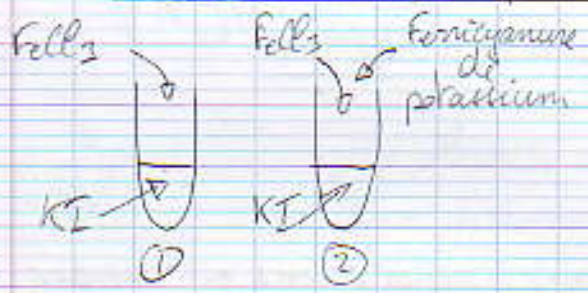
3) Propriétés redox :



H_2SO_4 évite la précipitation de $Fe(OH)_3$

Rq : le potentiel trouvé est inférieur à la valeur théorique à cause de la complexation des ions avec SO_4^{2-}

* Influence de la complexation sur une réaction redox.



- ① : On observe la coloration brune de I_2
- ② : rien ne se passe.



Cl : l'ajout de ferrioxalate à complexer Fe^{3+} ce qui a abaissé le potentiel du couple au niveau de Fe^{3+}
 \Rightarrow la réaction n'est plus possible.

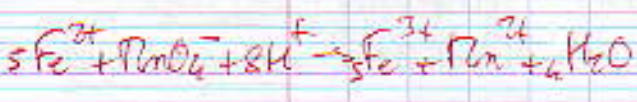


* Dosage des ions Fe^{2+}



L'équivalence sera repérée par la persistance de la coloration de CrO_4^{2-} .

Rq : la solution est vieille donc $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$.
On le met en évidence par ajout de SCN^-



\Rightarrow précipité rouge sang
(concentration faussée)

GRANDS
LUNETTES

4) Propriété catalytique de Fe^{3+}/Fe^{2+} (dismutation de H_2O_2)



On observe un dégagement gazeux que l'on caractérise par une bougie incandescente qui se rallume \Rightarrow O_2 .



Rq : On peut stopper la réaction en ajoutant NaF qui complexera le catalyseur (Fe^{3+})

Conclusion :

Grâce à ces travaux, nous avons pu remarquer que les propriétés physiques et chimiques des composés varient suivant leur nombre d'oxydation, d'où l'importance de cette notion.