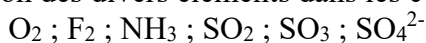


APPLICATIONS DIRECTES :

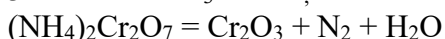
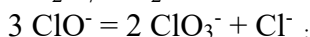
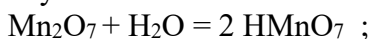
1. Nombre d'oxydation

Donner les nombres d'oxydation des divers éléments dans les composés suivants :



2. Réactions d'oxydoréduction ?

Les réactions suivantes sont-elles des réactions d'oxydoréduction ? Si oui, indiquer les espèces oxydantes et réductrices :



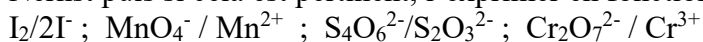
3. Degré d'oxydation de l'azote

Placer sur une échelle des nombres d'oxydation les composés suivants : N_2 ; NH_3 ; NO ; NO_2 ; HNO_2 ($\text{pK}_a = 3,2$), NO_2^- ; HNO_3 ; NO_3^- .

Ecrire les demi-équations électroniques, puis l'équation d'oxydoréduction correspondant à la dismutation de $\text{N}(+\text{III})$ en $\text{N}(+\text{II})$ et $\text{N}(+\text{V})$, en milieu acide, puis en milieu basique.

4. Loi de Nernst

Pour les couples ox/red ci-dessous, écrire la 1/2 équation d'oxydoréduction, écrire la loi de Nernst puis si cela est pertinent, l'exprimer en fonction du pH :



5. Détermination d'une concentration

On réalise une pile avec une cellule galvanique formée d'une électrode d'argent et de 10 mL de solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+_{\text{aq}} + \text{NO}_3^-_{\text{aq}}$) et d'une électrode de référence dont le potentiel est $E_{\text{réf}} = +0,24 \text{ V}$. On mesure, à l'aide d'un voltmètre, la différence de potentiel U entre l'électrode d'argent et l'électrode de référence. Faire le schéma du montage.

On mesure $U = 0,50 \text{ V}$. En déduire la concentration de la solution de nitrate d'argent.

Donnée : $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$, on se place à 25°C

6. Détermination d'une constante d'équilibre de précipitation :

A la solution de l'exercice précédent, on rajoute, sans augmentation de volume, 1 mol de chlorure de sodium. On obtient un précipité blanc et le voltmètre indique une tension $U = -0,16 \text{ V}$.

Quel est l'effet de la précipitation sur le pouvoir réducteur de l'argent ?

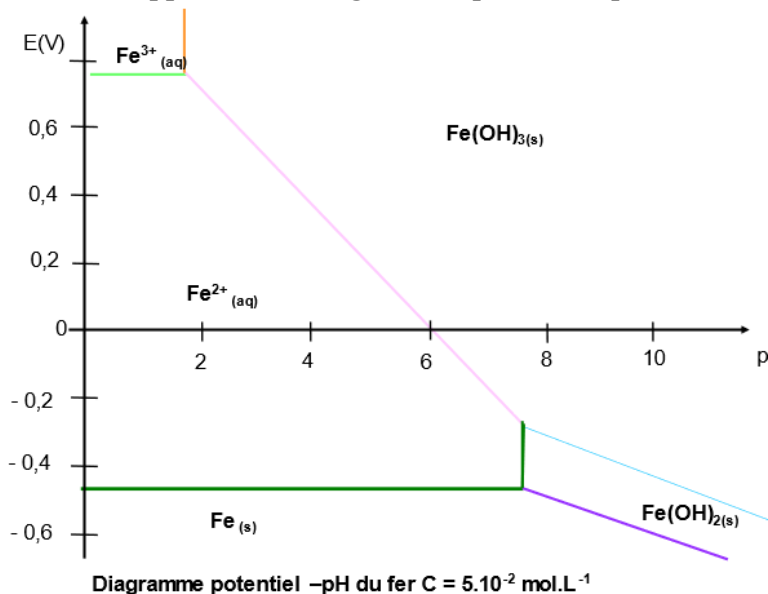
Sous quelle forme majoritaire l'argent au degré d'oxydation + I ?

En déduire le pK_s de AgCl .

Comment peut-on écrire la réaction d'oxydoréduction envisagée ?

Ecrire la loi de Nernst pour ce couple et en déduire le potentiel standard de ce couple.

7. Rappels sur les diagrammes potentiel – pH



On donne ci-contre le diagramme potentiel-pH du fer, la concentration des espèces dissoutes étant de $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$

a) Déterminer le potentiel standard du couple $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$

b) Déterminer, sans se servir du graphique, la pente entre Fe^{2+} et Fe(OH)_3

c) Déterminer le produit de solubilité de Fe(OH)_2 . En déduire la solubilité de Fe(OH)_2 dans de l'eau pure, puis dans une solution de $\text{pH} = 10$.

d) Tracer sur le diagramme précédent le diagramme potentiel-pH de l'eau.

e) Que se passe-t-il lorsque du fer se retrouve dans une solution acide de $\text{pH} = 2$? Ecrire les $\frac{1}{2}$ équations, puis la réaction globale. Déterminer la constante d'équilibre de cette réaction.

8. Relations entre potentiels standard

Déterminer le nombre d'oxydation du brome dans les espèces Br_2 , Br^- et BrO_3^-

Ecrire les $\frac{1}{2}$ équations d'oxydoréduction entre les couples :

(1) $\text{Br}_{2(\text{aq})} / \text{Br}^-_{(\text{aq})}$; (2) $\text{BrO}_3^-_{(\text{aq})} / \text{Br}_{2(\text{aq})}$; (3) $\text{BrO}_3^-_{(\text{aq})} / \text{Br}^-_{(\text{aq})}$

Exprimer pour chaque couple l'enthalpie libre standard électrochimique en fonction du potentiel standard.

Donner l'expression du potentiel standard E°_3 du couple $\text{BrO}_3^-_{(\text{aq})} / \text{Br}^-_{(\text{aq})}$ en fonction des potentiels standard E°_1 du couples $\text{Br}_{2(\text{aq})} / \text{Br}^-_{(\text{aq})}$ et E°_2 du couple $\text{BrO}_3^-_{(\text{aq})} / \text{Br}_{2(\text{aq})}$.