

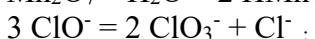
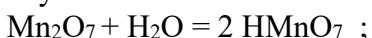
Thème : thermodynamique de l'oxydo réduction, révisions de première année

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 $E_{\text{réf}} = + 0,24$ 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 $U = 0,50$ V. En déduire la concentration de la solution de nitrate d'argent.Donnée : $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80$ 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 $U = - 0,16$ V.

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

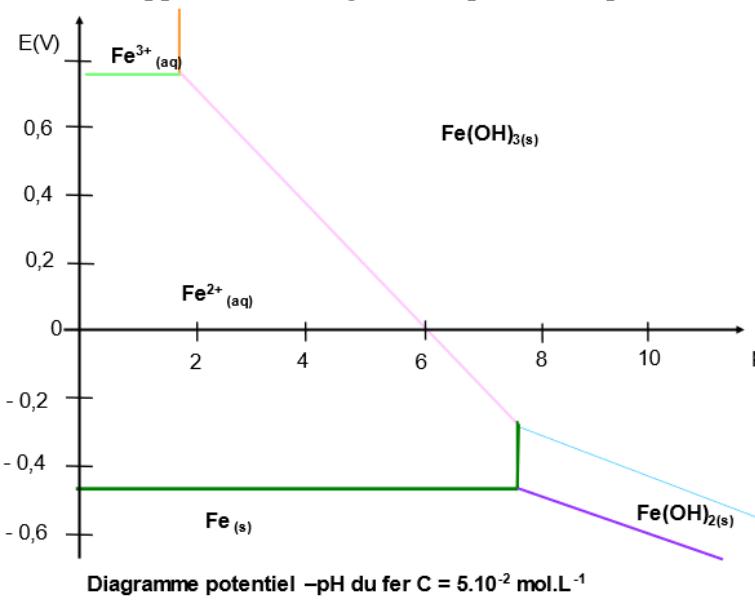
Sous quelle forme est majoritaire l'argent au degré d'oxydation + I ?

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 mol.L⁻¹

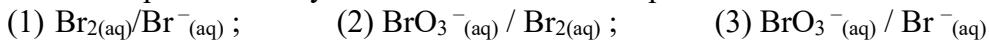
- a) Déterminer le potentiel standard du couple Fe²⁺ / Fe
- b) Déterminer, sans se servir du graphique, la pente entre Fe²⁺ et Fe(OH)₃
- c) Déterminer le produit de solubilité de Fe(OH)₂. En déduire la solubilité de Fe(OH)₂ dans de l'eau pure, puis dans une solution de pH = 10.
- d) Tracer sur le diagramme précédent le diagramme potentiel-pH de l'eau.

- e) Que se passe-t-il lorsque du fer se retrouve dans une solution acide de pH = 2 ? Ecrire les ½ 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 Br₂, Br⁻ et BrO₃⁻

Ecrire les ½ équations d'oxydoréduction entre les couples :



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

Donner l'expression du potentiel standard E°₃ du couple BrO₃⁻_(aq) / Br⁻_(aq) en fonction des potentiels standard E°₁ du couple Br_{2(aq)}/Br⁻_(aq) et E°₂ du couple BrO₃⁻_(aq) / Br_{2(aq)}.