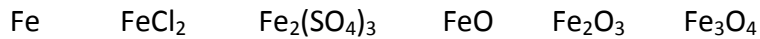


Examen de rattrapage de chimie analytique II

Ex°1 : Soient les composés de fer suivants :



Déterminer le nombre d'oxydation de l'élément fer dans chaque composé. Selon les résultats obtenus proposer une ou deux définitions de ce nombre d'oxydation.

Ex°2 : Calculer le pH d'une solution de NH₃ 1.20 mol/l. Que deviendrait ce pH si on ajoute 0.20 mol de CuCl₂. On donne $K_f(\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}) = 5 \cdot 10^{13}$ $K_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 10^{-9.2}$

Ex°3 : Donner la définition de la solubilité d'un sel peu soluble.

On considère le sel peu soluble AgCl de produit de solubilité égal à 10^{-10} . Calculer sa solubilité dans :

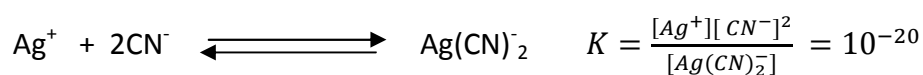
L'eau pure

Une solution 10^{-1} M de NaCl

Une solution de NH₃ 1M On donne $K_d(\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+) = 10^{-7}$

Conclusion

Ex°4 : A une solution neutre de nitrates d'argent 0.2 M. on ajoute du cyanure en excès, soit une quantité totale équivalente à 0.5M. On a la réaction :



a/ Calculer la concentration des différentes espèces dans la solution.

b/ on titre la solution par un acide fort. Expliquer les phénomènes, sachant que l'acide cyanhydrique est un acide faible de pKa = 9.3 et qu'il apparait, au cours de l'addition d'acide un précipité de cyanure d'argent qui ne se redissout plus .

Ecrire les réactions. Calculer la constante d'équilibre de la seconde réaction, connaissant le produit de solubilité $K_s = [\text{Ag}^+][\text{CN}^-] = 10^{-15.7}$

