

Transformation de la matière "TM4 Réactions de précipitation" Cours et exemples du cours (ou quasiment identiques)

- Produit de solubilité, calcul de solubilité dans l'eau pure ou dans une solution contenant déjà l'ion (effet d'ion commun), domaine d'existence.

- Domaines d'existence : On verse $K_2SO_{4(s)}$ sous forme de poudre dans une solution contenant 0,1 moles de $CaCl_{2(s)}$. On donne $pK_s(CaSO_{4(s)}) = 4,6$.

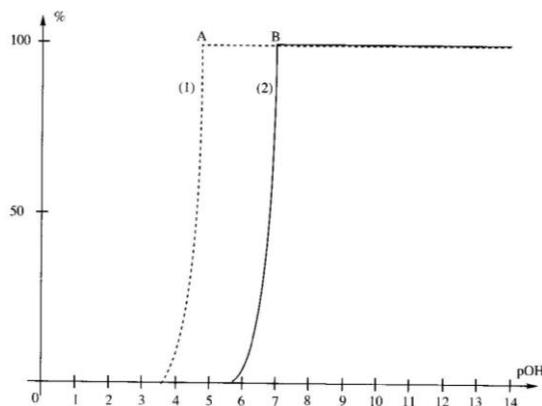
- Concurrence entre deux précipités : On verse $KI_{(s)}$ sous forme de poudre dans une solution saturée de $AgCl_{(s)}$. On donne $pK_{s1}(AgCl_{(s)}) = 9,7$ et $pK_{s2}(AgI_{(s)}) = 16$.

- Courbes d'évolution de la solubilité : En présence d'ions hydroxydes, les ions magnésium Mg^{2+} donnent un précipité blanc de produit de solubilité K_{s1} et les ions fer Fe^{2+} un précipité vert de produit de solubilité K_{s2} .

Lorsqu'on ajoute goutte à goutte des ions fer Fe^{2+} dans un tube à essai contenant de l'hydroxyde de magnésium, le précipité prend une teinte verte dès les premières gouttes.

1. Donner le bilan de la réaction (1) traduisant cette dernière observation. Que peut-on en conclure ?

On ajoute une solution d'ions hydroxyde à une solution équimolaire en ions Mg^{2+} et Fe^{2+} toutes deux à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. On représente sur la courbe ci-dessous les pourcentages des cations métalliques présents dans la solution en fonction de $pOH = -\log[OH^-]$.



2. Identifier les deux courbes tracées. Que représente les points anguleux A et B ?

3. Dédurre du tracé les produits de solubilité de $Mg(OH)_{2(s)}$ et $Fe(OH)_{2(s)}$.

4. Déterminer numériquement la valeur de la constante de l'équilibre (1).

Thermodynamique

" TH2 Premier principe de la thermodynamique. " Cours (uniquement partie ci-dessous) et exercices sur tout le chapitre.

- Calcul du travail des forces de pression et des quantités de chaleur échangées pour différentes transformations : transformation isochore, monobare, isobare d'un gaz, transformation isotherme (quasistatique mécaniquement réversible) ou adiabatique réversible d'un gaz parfait. (loi de Laplace).

- Enthalpie des systèmes diphasés, enthalpie de changement d'état.

- Détente de Joule Gay-Lussac.

"TH3 Deuxième principe." COURS UNIQUEMENT

- Transformations réversible et-irréversible : définition et exemples de transformations irréversibles: Détente de Joule Gay-Lussac et transfert de chaleur entre deux corps de température différente.

- Enoncé du second principe. Théorème de Nernst.

- Variation d'entropie d'un gaz parfait ADMIS. Loi de Laplace (démontrée à partir de la variation d'entropie d'un gaz parfait). **(Les formules doivent être données**

aux étudiants).
$$\Delta S = C_v \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) + nR \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

- Variation d'entropie d'une phase condensée ADMIS.

- Entropie de changement d'état. Cas du système diphasé.

- Exemples de bilans d'entropie :

Gaz parfait : Détente de Joule Gay-Lussac.

Solides : Contact thermique entre deux solides, solide plongé dans un lac.

- Interprétation qualitative de l'entropie en terme de désordre statistique à l'aide de la formule de Boltzmann fournie.