

Classer les systèmes suivants suivant le pouvoir réducteur croissant de l'argent :  $Ag-AgNO_3$  1 mol/l,  $Ag-NaI$  1 mol/l,  $Ag-NaCl$  1 mol/l,  $Ag-NH_3$  1 mol/l. Il faut se rappeler que le  $AgCl$  se dissout en présence d'ammoniac et que l'addition à cette solution de  $KI$  provoque la précipitation de  $AgI$ .

### Solution

A la lecture du rappel, il faut comprendre que  $AgCl$  précipite. S'il se dissout en présence de  $NH_3$  c'est parce qu'il forme un complexe  $Ag(NH_3)_2$  qui est détruit par le  $KI$  et qui donnera un précipité de  $AgI$

Comme les concentrations sont de 1 mol/l, l'équation de Nernst donne  $E=E_0$ . On considère donc uniquement les potentiels normaux.

On a

1)  $AgNO_3 \rightarrow Ag^+ + NO_3^-$  qui est entièrement soluble un métal en présence de ses ions.

Le potentiel normal du système est alors celui du couple  $Ag^+ / Ag = 0.8$

2)  $NaCl$  est totalement dissocié et  $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$ . On est alors dans le cas où un des constituants est insoluble. Le couple à considérer ici est  $AgCl / Ag$  dont le potentiel normal est de 0.222.

3)  $Ag$  forme un complexe avec l'ammoniac et le couple à considérer est alors

$Ag(NH_3)_2 / Ag$  dont le potentiel normal est 0.373.

4) Même chose pour le système avec le  $KI$  que pour le  $NaCl$ . Il faut considérer le couple

$AgI / Ag$  dont le potentiel normal est de  $-0.152$

On peut maintenant classer les systèmes par pouvoir réducteur croissant de l'argent

Système	Couple	$E_0$
$Ag - AgNO_3$	$Ag^+ / Ag$	0.8
$Ag - NH_3$	$Ag(NH_3)_2^+ / Ag$	0.373
$Ag - NaCl$	$AgCl / Ag$	0.222
$Ag - KI$	$AgI / Ag$	-0.152

Plus  $E_0$  est grand et plus la forme oxydée est oxydante

Plus  $E_0$  est petit et plus la forme réduite est réductrice