

Devoir groupe B

Exercice 1 :

On plonge une lame de fer dans $V = 250 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de cuivre de concentration molaire en soluté apporté $c = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$. On observe un dépôt orange et la solution initialement bleu s'est décolorée sur le fer. A une date donnée, la masse de dépôt métallique obtenue est $m = 0,635 \text{ g}$.

Données : $\text{Fe} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{H} = 1,00 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{Cu} = 63,5 \text{ g mol}^{-1}$.

1. Quelle réaction a-t-il pu se produire pour les ions cuivre $\text{Cu}^{2+} (\text{aq})$? Proposer une équation faisant intervenir des électrons.
2. En utilisant le tableau de tests des ions suivants, proposer et illustrer par un schéma l'expérience à réaliser permettant de trouver l'autre produit de la réaction.
3. Le test proposé donnant un précipité vert, écrire là-aussi l'équation « électronique » associée.
4. On appelle oxydant (resp. réducteur) une espèce chimique susceptible de capter (resp. céder) un ou plusieurs électrons. De manière analogue aux acides et bases, on associe un oxydant avec son réducteur associé au sein d'un couple oxydant / réducteur. Donner les deux couples oxydant/réducteur mis en évidence ici.
5. Associer les deux demi-équations électroniques afin de déterminer l'équation de la réaction ayant lieu.
6. Construire le tableau d'avancement du système et déterminer les concentrations finales des ions

<u>Ion à caractériser</u>	<u>Aspect initial</u>	<u>ion réactif</u>	<u>observation</u>
ion cuivre II Cu^{2+}	bleu	ion hydroxyde OH^-	précipité BLEU d'hydroxyde de cuivre
ion fer II Fe^{2+}	vert	ion hydroxyde OH^-	précipité VERT d'hydroxyde de fer II
ion fer III Fe^{3+}	rouille	ion hydroxyde OH^-	précipité ROUILLE d'hydroxyde de fer III
ion aluminium Al^{3+}	incolore	ion hydroxyde OH^-	précipité BLANC d'hydroxyde d'aluminium
ion zinc Zn^{2+}	incolore	ion hydroxyde OH^-	précipité BLANC d'hydroxyde de zinc

Exercice 2 :

Un morceau de zinc de $2,56 \text{ g}$ est introduit dans 100 mL d'une solution contenant des ions H^+ . Un gaz se dégage et le métal disparaît. $\text{Zn} : 65,4 \text{ g/mol}$; volume molaire des gaz 24 L/mol .

1. On récupère le gaz dégagé dans un tube à essais et on présente une allumette enflammée devant celui-ci : une légère détonation (aboïement) se fait entendre. Quel est la nature du gaz dégagé ?
2. Quelle réaction a-t-il pu se produire pour les ions oxonium $\text{H}^+ (\text{aq})$? Proposer une équation faisant intervenir des électrons.
3. En utilisant le tableau de tests des ions suivants, proposer et illustrer par un schéma l'expérience à réaliser permettant de trouver l'autre produit de la réaction.
7. On trouve un précipité blanc, écrire là-aussi l'équation « électronique » associée.
4. Donner les couples oxydant / réducteur intervenant et écrire l'équation correspondant à cette réaction.
5. A l'aide d'un tableau d'avancement de la réaction chimique, trouver le volume V_{gaz} de gaz qui s'est formé et la concentration en ions Zn^{2+} .