

COLLEGE F.-X. VOGT			DEPARTEMENT DE CHIMIE	
TYPE D'ÉVALUATION	EPREUVE	CLASSES	SESSION	DURÉE
MINI SESSION	CHIMIE	1 ^{ères} C, D	FEVRIER 2018	2H

L'épreuve comporte 4 exercices indépendants et le candidat traitera tous les exercices. La qualité de la présentation et de la rédaction seront pris en compte lors de la correction.

EXERCICE 1 : ACTION D'UN ACIDE SUR UN METAL 6 POINTS

1. On fait réagir 4,25 g de zinc avec 150 mL d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration molaire 0,5 mol/L

1.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu faisant intervenir tous les ions **1 pt**

1.2. Déterminer les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques présentes en solution à la fin de la réaction ainsi que le volume du gaz obtenu. **1,5 pt**

1.3. A la fin de la réaction, la solution est chauffée jusqu'à évaporation complète du solvant.

Déterminer la masse du solide obtenu à la fin après chauffage. **1,5 pt**

1.4. L'acide chlorhydrique est sans action sur le cuivre. L'acide nitrique (HNO₃), même dilué, l'attaque. Il se dégage alors du monoxyde d'azote (NO).

1.4.1. Interpréter ces deux résultats à partir des pouvoirs oxydants des couples mis en jeu. **0,5 pt**

1.4.2. A partir des demi-équations électroniques des couples qui réagissent, écrire l'équation bilan de cette réaction d'oxydoréduction. **0,5 pt**

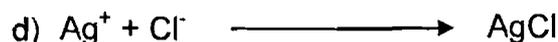
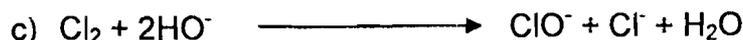
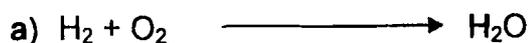
1.4.3. Déterminer la masse de cuivre qu'il a fallu utiliser dans les conditions normales de température et de pression si le volume de monoxyde d'azote formé est de 500 cm³ ? **1 pt**

Données: $M(\text{Cl}) = 35,5$; $M(\text{Cu}) = 63,5$ et $M(\text{Zn}) = 65,4$. $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$. $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{V}$;
 $E^\circ (\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ (\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$.

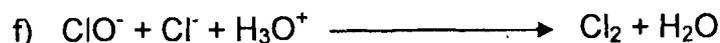
EXERCICE 2 : OXYDOREDUCTION PAR VOIE SECHE 5 POINTS

2.1. Définir du point de vue nombre d'oxydation: oxydant et oxydation **0,5 pt**

2.2. En utilisant les nombres d'oxydations, dire si ces réactions sont des réactions d'oxydoréduction : **2 pts**



2.3. En utilisant les nombres d'oxydations, équilibrer les réactions suivantes: **1,5 pt**



2.4. On considère la réaction suivante: $\text{Cl}_2 + 2\text{HO}^- \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$

En utilisant les nombres d'oxydation, préciser l'oxydant et le réducteur et écrire les couples oxydants-réducteurs mis en jeu. **1 pt**

EXERCICE 3 :**DOSAGE D'OXYDO-REDUCTION****4 POINTS**

Le sel de Mohr, de formule $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, est un sulfate double de fer et d'ammonium contenant plusieurs molécules d'eau de cristallisation.

On se propose de déterminer le nombre n de molécules d'eau. Pour cela, on dissout 2 g de sel de Mohr dans de l'eau pour obtenir 100 mL de solution. On prélève ensuite 10 mL de cette solution que l'on dose par une solution acidifiée de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$) de concentration molaire $C = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. L'équivalence est atteinte lorsque l'on a versé 20,5 mL de solution de permanganate de potassium.

- 3.1. Citer un élément de verrerie utilisé pour préparer la solution de sel de Mohr. **0,5 pt**
- 3.2. Citer deux **éléments essentiels** du dispositif expérimental du dosage. **0,5 pt**
- 3.3. Ecrire l'équation de mise en solution du sel de Mohr. **0,5 pt**
- 3.4. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de dosage. **0,5 pt**
- 3.5. Déterminer la quantité de matière des ions Fe^{2+} dans la solution de 10 mL et en déduire celle contenue dans 100 mL. **1 pt**
- 3.6. Déterminer une valeur approchée de la masse molaire du sel de Mohr, en déduire la valeur de n et écrire la formule du sel de Mohr. **1 pt**

Données en g/mol : M(H) = 1 ; M(N) = 14 ; M(O) = 16 et M(Fe) = 56

EXERCICE 4 :**ENGRAIS****5 POINTS**

- 4.1. Dans une plante, quel rôle joue chacun des éléments fertilisants suivants ? Phosphore (P), Potassium (K). **0,5 pt**
- 4.2. « BRYAN » veut améliorer le rendement de sa culture de tomates. « JOEL », l'agent agricole lui conseille un apport de 165 kg de potassium à l'hectare. Il (BRYAN) utilise alors un engrais ; sur l'étiquette, on lit : « engrais NPK : 20 – 18 – 15 ; 20% d'azote ; 18% de phosphore ; 15% de potassium ».
- 4.2.1. Cette étiquette est-elle juste ? Sinon corriger-la. **1 pt**
- 4.2.2. Quelle masse de potassium renferme un sac de 25 kg de cet engrais ? **0,5 pt**
- 4.2.3. Combien de sac utilisera BRYAN à l'hectare ? **0,5 pt**
- 4.3. Le superphosphate $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ est un engrais riche en phosphore. Il est fabriqué à partir du phosphate de calcium et du sulfate d'hydrogène dont la solution aqueuse est l'acide sulfurique.
- 4.3.1. Ecrire la formule de chaque solide ionique. **0,5 pt**
- 4.3.2. Ecrire et équilibrer la réaction de synthèse qui a lieu. **1 pt**
- 4.3.3. Calculer la masse en kg de phosphate de calcium nécessaire pour obtenir 300 kg de superphosphate sachant que le rendement de la réaction est 80%. **1 pt**

Données en g/mol: M(H) = 1; M(N) = 14; M(O) = 16; M(P) = 31 ; M(S) = 32 ; M(K) = 39 ; M(Ca) = 40