

Évaluation – Les réactions d'oxydo-réduction

Transfert d'électrons, oxydants et réducteurs courants

Durée : 55 min – Calculatrice interdite – Sur 20 points · Chimie 3^e

Nom : _____

Date : _____

Note : _____ / 20

Tous les calculs doivent figurer sur la copie. Les résultats seront donnés sous la forme la plus simple possible.

Exercice 1 – Une lame de fer dans le sulfate de cuivre

(4 pts)

- Une lame de fer de 10,00 g est plongée dans une solution de sulfate de cuivre. Après une heure, la lame, séchée, pèse 10,16 g et porte un dépôt rouge ; la solution, moins bleue, donne un précipité vert avec la soude. Données : 56 g de fer dissous donnent 64 g de cuivre déposé. Identifie le dépôt et l'ion apparu, en citant l'observation qui le prouve.
- Écris les deux demi-équations puis l'équation bilan. Précise l'oxydant, le réducteur, l'espèce oxydée et l'espèce réduite.
- La lame a gagné 0,16 g alors que du fer a été consommé. Explique ce paradoxe, puis calcule la masse de fer dissoute et la masse de cuivre déposée.
- On recommence avec une lame de cuivre dans une solution de sulfate de fer II : rien ne se passe. Explique à l'aide de l'échelle de réactivité, et propose un métal qui donnerait un dépôt de fer.

Exercice 2 – Classer quatre métaux

(4 pts)

- Résultats d'expériences (« dépôt » = dépôt du métal de la solution ; « — » = rien).

Métal plongé	solution de Mg^{2+}	solution de Zn^{2+}	solution de Pb^{2+}	solution de Cu^{2+}	acide chlorhydrique
plomb Pb	—	—		dépôt	bulles lentes
zinc Zn	—		dépôt	dépôt	bulles vives
cuivre Cu	—	—	—		—
magnésium Mg		dépôt	dépôt	dépôt	bulles très vives

Classe les quatre métaux du plus réducteur au moins réducteur, en justifiant par deux résultats du tableau.

- Écris l'équation bilan de la réaction du zinc dans la solution de Pb^{2+} , puis celle du magnésium dans l'acide chlorhydrique. Identifie l'oxydant dans chaque cas.
- Le plomb produit des bulles « lentes » dans l'acide, le cuivre aucune. Situe H dans le classement et explique pourquoi les tuyaux d'eau chaude sont en cuivre et non en zinc.
- Prévois ce qui se passe si l'on plonge du plomb dans une solution d'ions argent Ag^+ , sachant que l'argent est moins réducteur que le cuivre. Écris l'équation.

Exercice 3 – Ce qui fait rouiller un clou**(4 pts)**

- a) Quatre clous de fer de 5,00 g sont placés 30 jours dans des conditions différentes, puis on pèse la rouille formée.

Tube	Conditions	Rouille formée (g)
1	air séché par un déshydratant	0,00
2	eau bouillie (sans dioxygène) recouverte d'huile	0,02
3	eau du robinet au contact de l'air	0,35
4	eau salée au contact de l'air	0,90

Quelles sont les deux conditions nécessaires à la rouille ? Quel facteur l'accélère ? Justifie par les numéros de tubes.

- b) La rouille est assimilée à l'oxyde Fe_2O_3 . Écris l'équation simplifiée de sa formation à partir du fer et du dioxygène et vérifie-la. Précise le réducteur et l'oxydant.
- c) Données : 112 g de fer donnent 160 g de Fe_2O_3 . Dans le tube 4, quelle masse de fer a été consommée ? Quel pourcentage du clou a disparu ?
- d) Une grille de jardin en fer est peinte. Après un choc, la peinture est écaillée à un endroit. Explique ce qui va se passer et propose une protection qui resterait efficace même rayée, en justifiant par l'échelle de réactivité.

Exercice 4 – Étain ou zinc ?**(4 pts)**

- a) Deux tôles d'acier (fer) sont protégées : l'une par une couche d'étain (boîte de conserve), l'autre par une couche de zinc (gouttière). Échelle de réactivité : $\text{Zn} > \text{Fe} > \text{Sn} > \text{Cu}$. Écris les demi-équations d'oxydation du zinc, du fer et de l'étain.
- b) Les deux tôles sont rayées jusqu'au fer et exposées à la pluie. Prévois, en justifiant avec l'échelle, laquelle rouille et laquelle ne rouille pas.
- c) Explique pourquoi la boîte de conserve rayée rouille même *plus vite* qu'une tôle de fer nue. Pourquoi utilise-t-on tout de même l'étain pour les boîtes alimentaires ?
- d) Une gouttière en zinc de 8,0 kg perd 2 % de sa masse par an par corrosion. Au bout de combien d'années aura-t-elle perdu 1,6 kg ? Un artisan propose de la fixer avec des vis en cuivre : bonne ou mauvaise idée ?

Exercice 5 – Graver un circuit imprimé**(4 pts)**

- a) Une plaque de circuit imprimé est une feuille de cuivre de 35 μm d'épaisseur collée sur un support isolant. Pour ne laisser que les pistes, on plonge la plaque dans une solution orangée de chlorure de fer III : le cuivre non protégé disparaît selon $\text{Cu} + 2 \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Fe}^{2+}$. Écris les deux demi-équations et identifie l'oxydant et le réducteur.
- b) La plaque mesure 10 cm $\times$ 15 cm ; la masse volumique du cuivre est 8,96 g/cm³. Calcule le volume puis la masse de cuivre présente au départ (35 μm = 0,0035 cm).
- c) Le dessin des pistes protège 40 % de la surface. Données : 64 g de cuivre consomment 112 g d'ions Fe^{3+} . Calcule la masse de cuivre dissoute et la masse d'ions Fe^{3+} consommée.
- d) Au fil des gravures, la solution passe de l'orangé au vert puis au bleu-vert et finit par ne plus fonctionner. Explique ces observations et pourquoi cette solution usée ne doit pas être versée à l'évier.

Bon courage !