

## Couple oxydant/réducteur – Classification qualitative

### Exercice n°1 :

- 1) Ecrire les demi-équations électroniques des couples suivants :  
 $Ag^+/Ag$  ;  $Mg^{2+}/Mg$  ;  $Pt^{2+}/Pt$  ;  $Al^{3+}/Al$  ;  $Cd^{2+}/Cd$ .
- 2) On introduit 2g d'aluminium en grenaille dans 500cm<sup>3</sup> d'acide sulfurique à 0, 5mol.L<sup>-1</sup>
  - a) Ecrire l'équation-bilan de la réaction
  - b) Calculer le volume de dihydrogène dégagé, mesuré dans les conditions normales de température et de pression, lorsque tout l'aluminium est oxydé. **On donne :**  $M(Al)=27g.mol^{-1}$ ,  $Al^{3+}/Al$   $H_3O^+/H_2$
- 3) Une lame de plomb baigne dans 300 cm<sup>3</sup> d'une solution de nitrate d'argent de concentration molaire égale à 0,4 mol.L<sup>-1</sup>. On constate qu'elle se recouvre d'argent.
  - a) Définir une oxydation, une réduction et une réaction d'oxydoréduction.
  - b) Schématiser et interpréter cette expérience.
  - c) Quels sont les couples mis en jeu ? Préciser les oxydants, les réducteurs.
  - d) Quels sont les ions en solution pendant que la réaction a lieu ? Quand s'arrêtera la réaction ?
  - e) Déterminer la masse maximale d'argent qu'on peut recueillir.
  - f) Calculer alors la perte de masse que subie la lame de plomb.

### Exercice n°2 :

- 1) Quand on plonge une lame de zinc dans une solution renfermant des ions argent, il se produit un dépôt métallique
  - 2) Quand on plonge une lame de fer dans une solution renfermant des ions  $Cu^{2+}$  la solution initialement bleue se décolore.
  - 3) Quand on plonge une lame de zinc dans une solution contenant des ions  $fer^{2+}$  la solution vire petit à petit au vert
  - 4) Les ions  $Pb^{2+}$  sont oxydés en présence d'une lame d'aluminium
  - 5) Quand on plonge une lame d'aluminium dans une solution de  $CuSO_4$ , celle-ci se décolore
- Répondez par vrai ou faux en faisant si nécessaire les corrections qu'il faut.**

### Exercice n°3 :

Dans une solution de nitrate d'argent, on laisse tomber quelques grains de Zinc. Quand la réaction est terminée, on plonge dans la solution une lame d'aluminium.

**Pierre :** Il ne se produit aucune réaction quand on plonge la lame d'aluminium.

**Alpha :** Il y a dépôt de zinc et d'argent sur la lame d'aluminium.

**Alioune :** Il y a uniquement un dépôt de zinc.

**Aminata :** Il y a au contraire dépôt d'argent métallique.

**Nafi :** A la fin des réactions la solution ne renferme qu'un seul type d'ion métallique : l'ion aluminium.

**Amadou :** A la fin des expériences la solution renferme deux types d'ions métalliques : l'ion  $Zn^{2+}$  et l'ion  $Ag^+$ .

**Certaines de ces affirmations sont fausses, d'autres méritent des précisions supplémentaires ; donner ces précisions**

### Exercice n°4 :

Dans les expériences suivantes, on admettra que toutes les réactions possibles se produisent réellement et sont observables facilement.

Ibrahima veut comparer les pouvoirs réducteurs des couples ci-dessous

$Ni^{2+}/Ni$  ;  $Au^{3+}/Au$  ;  $Mg^{2+}/Mg$  ;  $Zn^{2+}/Zn$  ;  $Cu^{2+}/Cu$ .

Il réalise pour cela plusieurs expériences en plongeant chaque fois un fil métallique  $M_1$  dans une solution renfermant des ions d'un métal  $M_2$

Lorsqu'il observe un dépôt métallique il note (+) (réaction positives), dans le cas contraire il note (-) (réaction négative). Il consigne les résultats dans le tableau suivant.

	Ni	Au	Mg	Zn	Cu
$Ni^{2+}$				+	
$Au^{3+}$	+				
$Mg^{2+}$				-	
$Zn^{2+}$					
$Cu^{2+}$		-			

Il s'arrête au bout de quatre expériences et déclare : <<les expériences déjà faites suffisent pour classer les différents couples >>.

1. Etes-vous d'accord avec lui ?
2. Classez les couples précédents par ordre de pouvoir réducteur croissant avec les expériences réalisées.
3. Montrer qu'il faut réaliser encore au moins une expérience pour avoir un classement complet.

Exercice n°5 :

1. On dissout 6,8g de cristaux de nitrate d'argent dans 1L d'eau (on néglige la variation de volume). Calculer la concentration des ions argent  $Ag^+$ .
  2. On plonge dans la solution une lame de zinc : on observe sur la lame un dépôt métallique
    - a. Ecrire l'équation bilan de la réaction.
    - b. Comparer les pouvoirs réducteurs des couples  $Ag^+/Ag$  et  $Zn^{2+}/Zn$ .
    - c. Trouver la masse du dépôt métallique à la fin de la réaction. 1) On fait les observations suivantes
      - Une lame d'argent plongée dans une solution de  $AuCl_3$  se recouvre d'or.
      - Une lame de cuivre plongée dans une solution  $AgNO_3$  se recouvre d'argent.
      - Une lame de fer plongée dans une solution  $CuSO_4$  se recouvre de cuivre.
- A) Interpréter ces différentes expériences et en déduire une classification des couples :  $Ag^+/Ag$  ;  $Cu^{2+}/Cu$  ;  $Au^+/Au$  ;  $Fe^{2+}/Fe$  suivant le pouvoir oxydant croissant.
- B) Sachant que l'acide chlorhydrique attaque le fer et non le cuivre placer le couple  $H_3O^+/H_2$  dans la classification précédente.
- 2) On verse dans un bêcher un peu de solution de nitrate d'argent et on y fait barboter du dihydrogène. Il apparaît de l'argent divis noir.
- Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction qui s'est produite.
  - Préciser les espèces oxydée et réduite.
- 3) Sachant que le dihydrogène a été préparé par action de l'acide chlorhydrique sur le zinc avec un rendement de **100 %** et seulement **10%** du dihydrogène forme réagissent avec le nitrate d'argent (le reste s'échappe) quelle masse d'argent peut-on obtenir si on consomme 4g de zinc

Exercice n°6 :

- On plonge une lame d'argent dans une solution dans une solution de chlorure d'or  $AuCl_3$ . On observe que la lame d'argent se recouvre d'or métallique.
- 1°) Identifier les ions de la solution de chlorure d'or.
  - 2°) a°) Cette réaction est-elle une réaction d'oxydoréduction ? Justifier.  
b°) Identifier les couples oxydant-réducteur et écrire les demi-équations correspondantes.
  - 3°) a°) Ecrire l'équation bilan de cette réaction.  
b°) Quel est l'oxydant le plus fort, le réducteur le plus fort ? Justifier.  
c°) En déduire le classement électrochimique des deux couples mis en jeu.
  - 4°) Expliquer brièvement pourquoi on peut trouver de l'or dans la nature à l'état métallique.
  - 5°) On a utilisé pour la réaction 20 cm<sup>3</sup> d'une solution de chlorure d'or de concentration molaire  $c = 10^{-2} mol.L^{-1}$ . Lorsque la réaction est terminée, calculer:
    - a°) La concentration des ions chlorure dans la solution;
    - b°) La masse d'or déposée sur la lame;
    - c°) La concentration des ions argent dans la solution.

Exercice n°7 :

- On fait agir un excès d'acide chlorhydrique sur un morceau de laiton, alliage quasi exclusif de zinc et cuivre. L'acide chlorhydrique réagit avec le zinc mais pas avec le cuivre.
- 1°) Ecrire les couples redox mis en jeu dans ces réactions.
  - 2°) Classer les métaux et le dihydrogène suivant leur pouvoir réducteur croissant.
  - 3°) Quel est, des trois couples considérés, l'oxydant le plus fort ? le réducteur le plus fort ?
  - 4°) Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction possible.
  - 5°) On prend un morceau de laiton de masse  $m = 10 g$  composé à 75 % de cuivre.
    - a°) Déterminer le nombre de mole de zinc présent dans le laiton.
    - b°) En déduire le volume de dihydrogène dégagé. (Volume mesuré dans les C.N.T.P).

**Données numériques:**

Masses molaires des atomes en  $g.mol^{-1}$ :  $H = 1$ ;  $O = 16$ ;  $S = 32$ ;  $Fe = 56$ ;  $Cu = 63,5$ ;  $Ag = 107,9$ ;  $Zn = 65,4$ ;  $Au = 197$ .  
Nombre d'Avogadro:  $N = 6,02. 10^{23} mol^{-1}$ . Charge élémentaire:  $e = 1,6.10^{-19} C$ .