

TD₂: OXYDO-REDUCTION

Exo n° 1 :

Déterminer le degré d'oxydation des éléments dans les espèces chimiques suivantes :

H₂SO₄ ; Na₂O ; H₂O ; H₂O₂ ; Na₂SO₄ ; SO₂ ; SO₃ ; HNO₃ ; HNO₂ ;

HClO ; ClO₃⁻ ; ClO₂ ; CrO ; Cr₂O₃ ; CrO₃.

Exo n°2

1) Ecrire et équilibrer l'équation d'oxydation du fer Fe par le permanganate de potassium en milieu acide sulfurique :

a) sous forme ionique

b) sous forme moléculaire

2) Ecrire en la détaillant l'équation d'oxydoréduction mettant en jeu du magnésium et de l'acide chlorhydrique HCl.

Exo n° 3

a) Classer les couples suivants par ordre de pouvoir oxydant croissant :

F₂/F⁻ (E° = +2,65V) ; Cl₂/Cl⁻ (E° = 1,36V) ; Br₂/Br⁻ (E° = 1,06V) ; I₂/I⁻ (E° = 0,54V)

b) Prévoir le sens de la réduction d'oxydoréduction qui peut avoir lieu entre les couple F₂/F⁻ et Cl₂/Cl⁻

Pile nickel argent:

On réalise une pile standard mettant en jeu les couples Ag⁺/Ag et Ni²⁺/Ni.

1. Décrire en s'aidant d'un schéma annoté la réalisation d'une telle pile.
2. Déterminer la polarité de la pile et sa f.e.m. Ecrire les équations des réactions se produisant à chaque électrode ainsi que la réaction bilan du fonctionnement de la pile
3. Quelle est la variation de masse de l'électrode constituant le pôle négatif de la pile lorsque celle-ci débite un courant d'intensité constante I=10mA pendant 3 heures.

Potentiels standard: $E_0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80\text{V}; E_0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,23\text{V}.$

Masses molaires atomiques: $M(\text{Ag}) = 107,9\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}; M(\text{Ni}) = 58,7\text{g}\cdot\text{mol}^{-1};$

Pile cuivre argent:

On associe la demi pile standard Cu^{2+}/Cu à la demi pile standard $\text{Ag}^+/\text{Ag}.$

1. Quelle est la polarité de la pile?
Écrire l'équation bilan de la réaction qui se produit lorsque la pile débite.
2. Quelle est la f.e.m. de cette pile?
3. Quelle relation existe t'il entre la variation de masse de l'électrode d'argent $\Delta m(\text{Ag})$ et celle de l'électrode de cuivre $\Delta m(\text{Cu})$?
4. Que se passe t'il si on ajoute goutte à goutte une solution de chlorure de sodium dans la demi pile à l'argent?

Potentiels standard: $E_0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80\text{V}; E_0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34\text{V}.$

Masses molaires atomiques: $M(\text{Ag}) = 107,9\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}; M(\text{Cu}) = 63,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1};$

T.D Complémentaires.

Exo n°1

L'hydroxyde d'aluminium $\text{Al}(\text{OH})_3$ est pratiquement insoluble ; $\text{p}K_s = 33$. Cet hydroxyde est introduit dans l'eau pure. Les ions OH^- issus de l'eau sont négligeables

- 1) Calculer la solubilité de l'hydroxyde
- 2) Donner le pH de la solution
- 3) Sachant que la concentration en Al^{3+} est 10^{-2} mol/L, pour quelle valeur de pH va-t-on observer un début de précipitation de $\text{Al}(\text{OH})_3$

Exo n°2 :

Dans un litre d'eau on dissout 0,02 mole de nitrate d'argent AgNO_3 et 1 mole d'ammoniac.
On dissout ensuite dans cette même solution 1 g de bromure de sodium NaBr.

- 1) Se produit-il un précipité de bromure d'argent AgBr ?
- 2) Quelle est la quantité maximale de bromure de sodium qui peut être dissoute sans qu'il y ait précipitation du bromure d'argent AgBr ?

$K_s(\text{NaBr})$

$K_s(\text{AgBr}) = 5 \cdot 10^{-13}$

$K_s(\text{AgNO}_3)$

Exo n°3

A 25°C , on plonge une lame d'argent dans une solution de nitrate d'argent de concentration molaire $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.

Quel est le potentiel pris par cette lame ?

$$E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,80 \text{ V.}$$

Exo n°4

L'acide chlorhydrique attaque l'étain métal Sn en produisant un dégagement de dihydrogène.

1. Écrire l'équation bilan de la réaction en précisant les couples redox mis en jeu.
2. Quelle est la masse d'étain oxydée par 100mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration 1 mol.L^{-1} ?
3. Quel est le volume de dihydrogène dégagé dans les conditions normales?
4. Calculer la concentration en ions étain Sn^{2+} dans la solution lorsque la réaction est terminée.

Masse molaire atomique: $M(\text{Sn}) = 118,7 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exo n°5

On attaque 10g d'un alliage de laiton par une solution d'acide sulfurique dilué utilisée en excès. Le laiton contient du zinc et du cuivre.

1. Quelle est la réaction qui a lieu? Écrire son équation bilan.

2. Le volume de dihydrogène formé dans les conditions normales est de 900mL.
Quelle est la composition centésimale massique du laiton?

Masses molaires atomiques: $M(\text{Cu}) = 63,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Zn}) = 65,4\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exo n°6

On plonge une lame de zinc dans 100mL d'une solution de nitrate d'argent de concentration $C=0,2\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Quels sont les couples rédox qui interviennent dans cette expérience. Écrire l'équation de la réaction qui se produit.
2. Sachant que le zinc est en excès, déterminer la masse d'argent déposée en fin de réaction.
3. Quelle masse de zinc a alors disparu?

Masses molaires atomiques: $M(\text{Ag}) = 107,9\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Zn}) = 65,4\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
