

Série de TD N°02

Exo1:

On donne l'équation suivante: $S_2O_8^{2-} + Hg_2^{2+} \rightarrow 2SO_4^{2-} + 2Hg^{2+}$

1. Identifier les deux couples rédox mis en jeu dans cette réaction d'oxydoréduction.
2. Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction correspondant à ces couples.
3. Déterminer quels sont, respectivement, l'oxydant et le réducteur dans la transformation étudiée.

Exo2:

1. Que vaut le nombre d'oxydation de l'élément souligné :

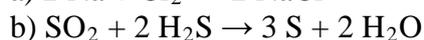
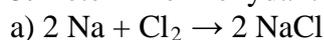
Fe, P₄, S₈, CH₄, CO₂, HClO₄, CO₃²⁻, PO₄³⁻, MgO, MgCl₂, NaCl, Na₂SO₄.

2. Que vaut le nombre d'oxydation de l'azote dans les espèces chimiques suivantes :

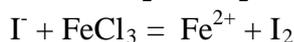
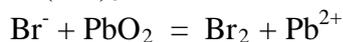
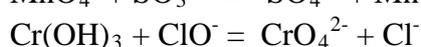
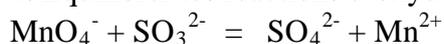
N₂O₅, N₂, NH₃, K₃N, NO₃⁻, LiNO₂

- a) Dans lesquelles l'azote est-il complètement oxydé ?
- b) Dans lesquelles l'azote est-il complètement réduit ?
- c) Dans lesquelles l'azote peut-il jouer le rôle d'oxydant ?
- d) Dans lesquelles l'azote peut-il jouer le rôle de réducteur ?

3. Déterminez l'oxydant et le réducteur dans les oxydoréductions suivantes :



4. Equilibrer les réactions d'oxydoréduction suivantes :



Exo3:

A l'aide d'un tableau de couples redox, indiquez l'équation de chacune des réactions suivantes:

1. On jette un morceau de sodium dans l'eau.
2. On jette un morceau de zinc dans une solution aqueuse de HCl.
3. On jette un morceau de cuivre dans une solution aqueuse de HCl.

Exo4:

On pèse 1,0 g de sulfate de fer(II) impur. On le dissout dans un peu d'eau et on acidifie la solution à l'aide d'acide sulfurique et on ajoute la solution de permanganate. La coloration rose persistante est obtenue lorsque nous avons ajouté 24,5 mL d'une solution de permanganate de potassium 0,025 M. Calculez la masse de sulfate de fer(II) dans 1,0 g de sulfate de fer impur.

Exo5:

Une lame de Zn est plongée dans 100 mL d'une solution de ZnSO₄ 1 M et une lame de Ag dans 100 mL d'une solution de AgNO₃ 1 M.

- a. Schématisez cette pile. Quelles sont les électrodes négative et positive de cette pile ?
- b. Ecrivez les équations des demi-réactions à chaque électrode de la pile en précisant si c'est l'anode ou la cathode.

Corrigé de la série de TD N°02

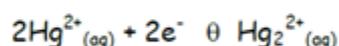
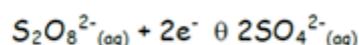
Exo1:

On donne l'équation suivante: $S_2O_8^{2-} (aq) + Hg_2^{2+} (aq) \rightarrow 2SO_4^{2-} (aq) + 2Hg^{2+} (aq)$

1. L'élément dont le symbole est Hg est le mercure (appelé jadis Hydrargyre ou vif argent).
2. Les couples mis en jeu dans cette réaction sont:



3. Les demi-équations d'oxydoréduction correspondantes sont:



4. L'équation chimique de la réaction étudiée est obtenue en faisant la somme membre à membre des deux demi-équations redox après avoir inversé le sens de la seconde.



L'oxydant est l'espèce qui capte les électrons. Il s'agit donc de l'ion $S_2O_8^{2-} (aq)$.
Le réducteur est l'espèce qui donne les électrons. Il s'agit de l'ion $Hg_2^{2+} (aq)$.

Exo2:

1. Que vaut le nombre d'oxydation de l'élément souligné :

Fe, P₄, S₈, CH₄, CO₂, HClO₄, CO₃²⁻, PO₄³⁻, MgO, MgCl₂, NaCl, Na₂SO₄.

Réponses :

- a) Fe est sous forme de corps simple. La règle n° 1 impose un NO = 0.
- b) P₄ est sous forme de corps simple. La règle n° 1 impose un NO = 0.
- c) S₈ est sous forme de corps simple. La règle n° 1 impose un NO = 0.
- d) La règle n° 5 impose un NO = +I pour H. La règle n° 3 impose une somme des NO = 0 pour la molécule. 4 H à +I donne +4, à compenser par -4.
Conclusion : le carbone a un NO = -IV.
- e) La règle n° 6 impose un NO = -II pour O. La règle n° 3 impose une somme des NO = 0 pour la molécule. 2 O à -II donne -4, donc à compenser par +4.
Conclusion : le carbone a un NO = +IV.
- f) La règle n° 5 impose un NO = +I pour H et la règle n° 6 impose un NO = -II pour O. La règle n° 3 impose une somme des NO = 0 pour la molécule. 4 fois -II et 1 fois +I donne -7, à compenser par +7.
Conclusion : le chlore a un NO = +VII.
- g) La règle n° 6 impose un NO = -II pour O. La règle n° 4 impose une somme des NO correspondant à la charge du ion, c'est-à-dire -2. 3 O à -II donne -6, donc à compenser par +4 pour avoir une somme de -2.
Conclusion : le carbone a un NO = +IV.
- h) La règle n° 6 impose un NO = -II pour O. La règle n° 4 impose une somme des NO correspondant à la charge du ion, c'est-à-dire -3. 4 O à -II donne -8, donc à compenser par +5 pour avoir une somme de -3.
Conclusion : le phosphore a un NO = +V.
- i) MgO est un corps ionique composé d'un ion Mg²⁺ et d'un ion O²⁻. C'est la règle n° 2 qui entre en ligne de compte.
Conclusion : le magnésium a un NO = +II.
- j) MgCl₂ est un corps ionique composé d'un ion Mg²⁺ et de deux ions Cl⁻. C'est la règle n° 2 qui entre en ligne de compte.
Conclusion : le chlore a un NO = -I.
- k) NaCl est un corps ionique composé d'un ion Na⁺ et de d'un ion Cl⁻. C'est la règle n° 2 qui entre en ligne de compte.
Conclusion : le sodium a un NO = +I.
- l) Na₂SO₄ est un corps ionique composé de deux ions Na⁺ et d'un ion SO₄²⁻. C'est la règle n° 4 qui entre en ligne de compte : la somme des NO doit faire -2. La règle n° 6 impose un NO = -II pour O. 4 O à -II donne -8, donc à compenser par +6 pour avoir une somme de -2.
Conclusion : le soufre a un NO = +VI.

2. Que vaut le nombre d'oxydation de l'azote dans les espèces chimiques suivantes :

N₂O₅, N₂, NH₃, K₃N, NO₃⁻, LiNO₂

- a) Dans lesquelles l'azote est-il complètement oxydé ?
- b) Dans lesquelles l'azote est-il complètement réduit ?
- c) Dans lesquelles l'azote peut-il jouer le rôle d'oxydant ?
- d) Dans lesquelles l'azote peut-il jouer le rôle de réducteur ?

Réponses :



a) L'azote est complètement oxydé lorsqu'il a complètement vidé sa dernière couche électronique. C'est le cas lorsqu'il a un NO = +V, donc dans N₂O₅ et NO₃⁻.

b) L'azote est complètement réduit lorsqu'il a complètement rempli sa dernière couche électronique. C'est le cas lorsqu'il a un NO = - III, donc dans NH₃ et K₃N.

c) L'azote peut jouer le rôle d'oxydant uniquement s'il peut encore accepter des électrons, donc pour tous les NO sauf NO = - III. N est oxydant dans N₂O₅, N₂, NO₃⁻ et LiNO₂.

d) L'azote peut jouer le rôle de réducteur uniquement s'il peut encore donner des électrons, donc pour tous les NO sauf NO = +V. N est réducteur dans N₂, NH₃, K₃N et LiNO₂.

3. Déterminez l'oxydant et le réducteur dans les oxydoréductions suivantes :



Réponses :

a) On attribue les nombres d'oxydations pour chaque élément à gauche et à droite de l'équation :



Na passe de 0 à +I, donc donne 1 électron : Na est le réducteur.

Cl passe de 0 à - I, donc accepte 1 électron : Cl₂ est l'oxydant.

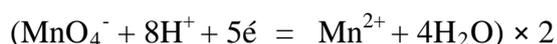
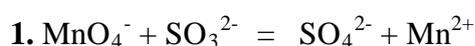
b) On attribue les nombres d'oxydations pour chaque élément à gauche et à droite de l'équation :



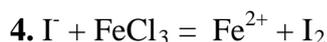
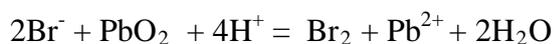
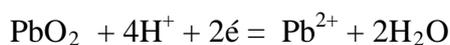
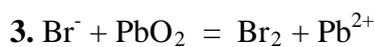
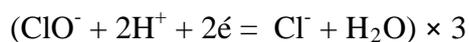
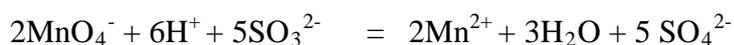
S dans le SO₂ passe de +IV à 0, donc accepte 4 électrons : SO₂ est l'oxydant.

S dans H₂S passe de -II à 0, donc donne 2 électrons : H₂S est le réducteur.

4. Equilibrer les réactions d'oxydoréduction suivantes : (pour cela, il faut écrire les demi-équations correspondantes et les équilibrer).



Université 8 Mai 1945 Guelma



Exo3:

A l'aide d'un tableau de couples redox, indiquez l'équation de chacune des réactions suivantes:

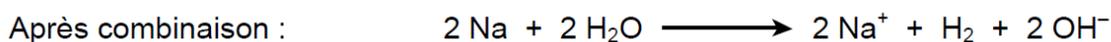
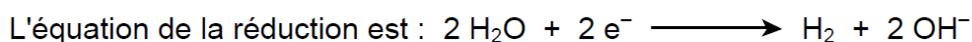
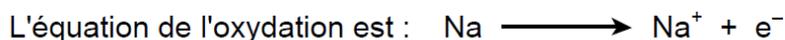
1. On jette un morceau de sodium dans l'eau.

Réponse :

Le couple Na/Na^+ est au-dessus du couple $\text{H}_2/\text{H}_2\text{O}$ dans le tableau. Donc, c'est H_2O qui peut oxyder Na .

Le réducteur est Na , qui s'oxyde en Na^+ .

L'oxydant est H_2O qui va se réduire en H_2 et OH^- .



2. On jette un morceau de zinc dans une solution aqueuse de HCl .

Réponse :

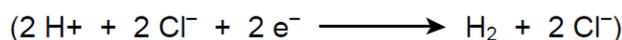
Le couple Zn/Zn^{2+} est au-dessus du couple H_2/H^+ dans le tableau. Donc, c'est H^+ de l'acide qui peut oxyder Zn.

Le réducteur est Zn, qui s'oxyde en Zn^{2+} .

L'oxydant est H^+ qui va se réduire en H_2 .

L'équation de l'oxydation est : $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2 e^-$

L'équation de la réduction est : $2 H^+ + 2 e^- \longrightarrow H_2$



Après combinaison : $Zn + 2 H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2$

3. On jette un morceau de cuivre dans une solution aqueuse de HCl.

Réponse :

Le couple H_2/H^+ est au-dessus du couple Cu/Cu^{2+} dans le tableau. Ainsi, pas de réaction avec H^+ . Pas de réaction possible non plus avec Cl^- , puisque le couple Cl^-/Cl_2 est en dessous de Cu/Cu^{2+} .

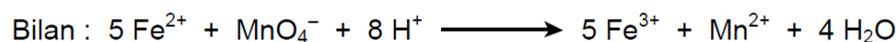
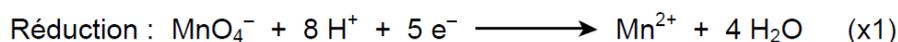
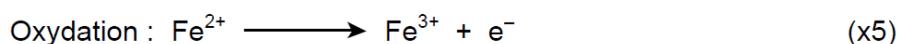
Donc pas de réaction.

Exo4:

On pèse 1,0 g de sulfate de fer(II) impur. On le dissout dans un peu d'eau et on acidifie la solution à l'aide d'acide sulfurique et on ajoute la solution de permanganate. La coloration rose persistante est obtenue lorsque nous avons ajouté 24,5 mL d'une solution de permanganate de potassium 0,025 M. Calculez la masse de sulfate de fer(II) dans 1,0 g de sulfate de fer impur.

Réponse :

Equation rédox :



On connaît : La masse du réducteur impur : 1,0 g

La concentration de l'oxydant : $C_{ox} = 0,025 \text{ M}$

On mesure : Le volume d'oxydant : $V_{ox} = 24,5 \text{ mL} = 0,0245 \text{ L}$

On calcule : Le nombre de moles d'oxydant : $n_{ox} = C_{ox} \cdot V_{ox} = 6,125 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Le nombre de moles de réducteur seul : $n_{red} = 5n_{ox} = 3,0625 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

La masse du réducteur sans les impuretés : $m_{red} = n_{red} \cdot M_{FeSO_4} =$
 $= 3,0625 \cdot 10^{-3} \cdot 151,91 = 0,465 \text{ g}$

Exo5:

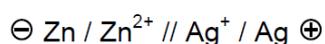
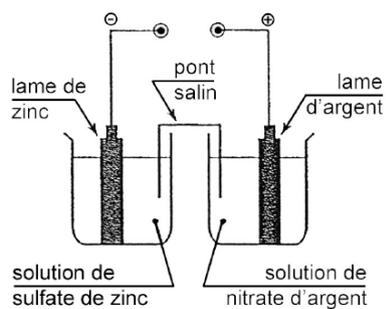
Pile zinc – argent

Une lame de Zn est plongée dans 100 mL d'une solution de $ZnSO_4$ 1 M et une lame de Ag dans 100 mL d'une solution de $AgNO_3$ 1 M.

- a. Schématisez cette pile. Quelles sont les électrodes négative et positive de cette pile ?
b. Ecrivez les équations des demi-réactions à chaque électrode de la pile en précisant si c'est l'anode ou la cathode.

Réponses :

- a. Schéma de la pile :



Electrode négative (anode) : zinc.
Electrode positive (cathode) : argent.

- b. Les réactions aux électrodes sont :

