



EXERCICES DE
CHIMIE ANALYTIQUE

EXERCICE 1.

Niveau : Université

Auteur : Dhyne Miguël (26.08.04, miguel.dhyne@win.be)

Mots-clés : nomenclature

Enoncé :

Donnez un nom à chaque espèce chimique :

- | | | | |
|------------------------------------|-----------------------------------|------------------------------------|---|
| 1. HF | 14. HClO ₂ | 27. P ₂ O ₅ | 40. CuCl ₂ |
| 2. HCl | 15. HClO ₃ | 28. SO ₃ | 41. CaCO ₃ |
| 3. HBr | 16. HClO ₄ | 29. Cl ₂ O ₇ | 42. KNO ₂ |
| 4. HI | 17. NaOH | 30. MgO | 43. KNO ₃ |
| 5. H ₂ S | 18. KOH | 31. CaO | 44. FeSO ₄ |
| 6. H ₂ CO ₃ | 19. Co(OH) ₂ | 32. FeO | 45. Fe ₂ (SO ₄) ₃ |
| 7. H ₂ SO ₄ | 20. Ba(OH) ₂ | 33. Fe ₂ O ₃ | 46. NaClO |
| 8. H ₂ SO ₃ | 21. NH ₄ OH | 34. Al ₂ O ₃ | 47. NaClO ₂ |
| 9. HNO ₃ | 22. Fe(OH) ₂ | 35. NaCl | 48. NaClO ₃ |
| 10. HNO ₂ | 23. Fe(OH) ₃ | 36. NaBr | 49. NaClO ₄ |
| 11. H ₃ PO ₄ | 24. Cl ₂ O | 37. K ₂ S | 50. H ₂ O |
| 12. H ₃ PO ₃ | 25. CO | 38. KI | |
| 13. HClO | 26. P ₂ O ₃ | 39. CuCl | |

Solutions :

1. acide fluorhydrique ou fluorure d'hydrogène
2. acide chlorhydrique ou chlorure d'hydrogène
3. acide bromhydrique ou bromure d'hydrogène
4. acide iodhydrique ou iodure d'hydrogène
5. acide sulfhydrique ou sulfure d'hydrogène
6. acide carbonique ou carbonate d'hydrogène
7. acide sulfurique ou sulfate d'hydrogène
8. acide sulfureux ou sulfite d'hydrogène
9. acide nitrique ou nitrate d'hydrogène
10. acide nitreux ou nitrite d'hydrogène
11. acide phosphorique ou phosphate d'hydrogène
12. acide phosphoreux ou phosphite d'hydrogène
13. acide hypochloreux ou hypochlorite d'hydrogène
14. acide chloreux ou chlorite d'hydrogène
15. acide chlorique ou chlorate d'hydrogène
16. acide perchlorique ou perchlorate d'hydrogène
17. hydroxyde de sodium ou soude caustique
18. hydroxyde de potassium ou potasse caustique
19. hydroxyde de calcium (chaux éteinte)
20. hydroxyde de baryum (ammoniaque)
21. hydroxyde d'ammonium
22. hydroxyde de fer II
23. hydroxyde de fer III
24. hémioxyde de chlore
25. monoxyde de carbone
26. hémitrioxyde de phosphore
27. hémipentoxyde de phosphore
28. trioxyde de soufre
29. hemipentoxyde de chlore
30. oxyde de magnésium (magnésium)
31. oxyde de calcium (chaux vive)
32. oxyde de fer II
33. oxyde de fer III
34. oxyde d'aluminium (alumine)
35. chlorure de sodium (sel de cuisine)
36. bromure re sodium
37. sulfure de potassium
38. iodure de potassium
39. chlorure de cuivre I
40. chlorure de cuivre II
41. carbonate de calcium (calcaire)
42. nitrite de potassium
43. nitrate de potassium
44. sulfate de fer II

- 45. sulfite de fer III
- 46. hypochlorite de sodium
- 47. chlorite de sodium
- 48. chlorate de sodium
- 49. perchlorate de sodium
- 50. eau

EXERCICE 2.

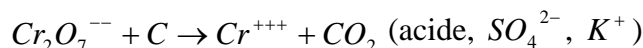
Niveau : Université

Auteur : Dhyne Miguël (10.09.04, miguel.dhyne@win.be)

Mots-clés : oxydoréduction

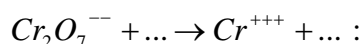
Enoncé :

Complétez et équilibrez (entre parenthèses figurent le milieu et les contre-ions conseillés) :

**Solution :**

Nous avons pris la peine de bien détailler la résolution de cet exercice afin de bien vous expliquer le fonctionnement de la résolution d'une telle équation. Le schéma est toujours identique voilà pourquoi la résolution sera plus brève dans les exercices suivants. Il est vrai que les équations d'oxydoréduction paraissent compliquées, mais une fois le schéma de résolution compris et correctement appliqué, cela devient un jeu d'enfant ou presque...

Essayons de dégager d'une part, l'oxydation et d'autre par, la réduction :



Concernant le $Cr_2O_7^{2-}$, nous connaissons l'étage d'oxydation de l'oxygène (-2), nous pouvons calculer l'étage d'oxydation du chrome :

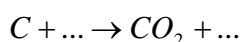
$$-2 = 2 \cdot x + 7 \cdot (-2)$$

$$x = +6$$

où le -2 (à gauche de l'égalité vient des deux signe négatif au dessus de cet ion, le 2 devant le x vient du Cr_2 , le x étant l'étage d'oxydation du chrome, le 7 vient du O_7 et finalement le -2 est l'étage d'oxydation de l'oxygène.

Concernant le Cr^{3+} , l'étage d'oxydation est donc de +3.

Nous passons de +6 à +3, on dit qu'il y a réduction.



Concernant le C , l'étage d'oxydation est égal à 0 (car ce n'est pas un ion alors la charge globale est nulle).

Concernant le CO_2 , nous connaissons l'étage d'oxydation de l'oxygène (-2), et donc l'étage d'oxydation du carbone est :

$$0 = x + 2 \cdot -2$$

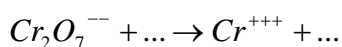
$$x = +4$$

Nous passons de 0 à +4, on dit qu'il y a oxydation.

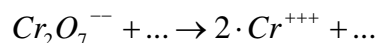
Maintenant nous allons essayer d'équilibrer chacune de ces deux équations (mettre le même nombre de positif et de négatif de chaque côté de la flèche et s'arranger pour retrouver l'oxygène de l'équation dans un ou plusieurs molécules d'eau), pour cela nous allons ajouter de des ions H^+ (car milieu acide) et donc de l'eau.

Remarque : si nous travaillions en milieu basique, nous aurions ajouté des anions OH^- .

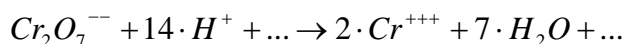
Pour la première équation (réduction) :



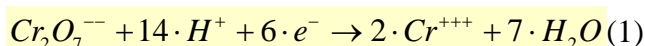
Nous devons pondérer l'équation (juste les Cr) :



Nous avons du négatif à gauche, et du positif à droite. Donc nous allons ajouter 14 ions positifs à gauches (H^+) car nous avons 7 oxygène à gauche et donc nous devons avoir 7 molécules d'eau, ce qui fait 14 hydrogènes :

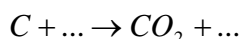


Nous avons encore un problème au niveau des charges. Nous avons $14 \cdot (+1) + 2 \cdot (-1) = 12$ à gauche et $2 \cdot (+3) = 6$ à droite, donc nous devons ajouter 6 électrons à gauche pour équilibrer :

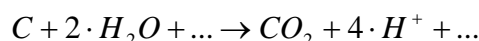


Nous avons résolu l'équation de réduction.

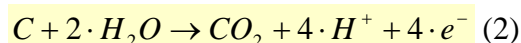
Concernant l'équation d'oxydation :



Nous devons ajouter deux molécules d'eau à gauche (comme nous avons deux oxygènes à droite). Et donc également ajouter des cations H^+ à droite (venant de l'eau).

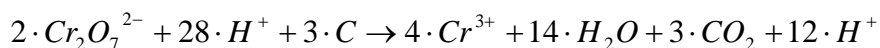


Nous devons compenser les charges positives de droite (la totalité des charges à gauche étant nulle, par des électrons. Nous allons donc ajouter 4 électrons à droite) :

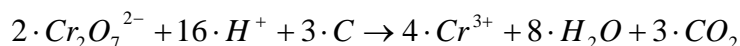


Nous avons fini pour l'équation d'oxydation.

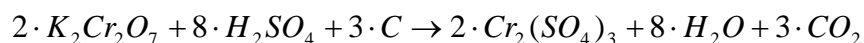
Additionnons les deux équations (1) et (2) ainsi obtenues, nous trouvons alors après avoir multiplié par 2 la première et par 3 la deuxième (afin d'équilibrer le nombre d'électrons) :



Après simplification, nous obtenons :

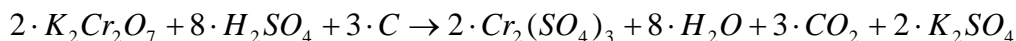


Il ne nous reste plus qu'à compléter cette équation par les contre-ions. Nous allons mettre le K^+ sur les anions (ions négatifs) et les SO_4^{2-} sur les cations (ions positifs) :



Remarque : nous avons dû faire appel à une petite astuce, nous avons regroupé $16 \cdot H^+$ en $8 \cdot H_2^{2+}$ et $4 \cdot Cr^{3+}$ en $2 \cdot Cr_2^{6+}$

N'oubliez pas de vérifier que l'équation est bien pondérée. Nous voyons que non, car nous avons du K à gauche et pas à droite, ajoutons du K_2SO_4 (molécule formée des deux contre ions) pour remédier à ce problème :



Nous avons terminé la résolution de cet équation. Difficile ? Non, il nous suffit d'être rigoureux et de ne pas « mettre la charrue avant les bœufs » : avancer étape par étape et ne pas vouloir aller trop vite !

EXERCICE 3.

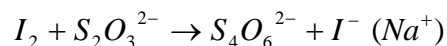
Niveau : Université

Auteur : Dhyne Miguel (10.09.04, miguel.dhyne@win.be)

Mots-clés : oxydoréduction

Enoncé :

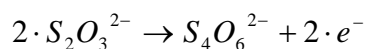
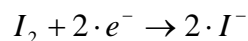
Complétez et équilibrez (entre parenthèses figurent le milieu et les contre-ions conseillés) :

**Solution :**

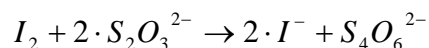
$I_2 + \dots \rightarrow I^- + \dots$ (on passe de +1 à -1, il y a donc réduction)

$S_2O_3^{2-} + \dots \rightarrow S_4O_6^{2-} + \dots$ (on passe de +2 à +2.5, il y a donc oxydation)

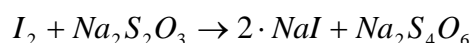
Nous n'avons pas besoin d'ajouter des molécules d'eau, ni des ions issues de cette molécule. Nous devons juste ajouter des électrons et n'oublions pas de pondérer avant tout chose:



Additionnons ces deux équations et pondérons :



Ajoutons maintenant les contre-ions :



EXERCICE 4.

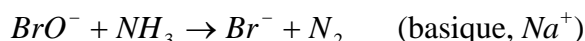
Niveau : Université

Auteur : Dhyne Miguël (10.09.04, miguel.dhyne@win.be)

Mots-clés : oxydoréduction

Enoncé :

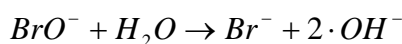
Complétez et équilibrez (entre parenthèses figurent le milieu et les contre-ions conseillés) :

**Solution :**

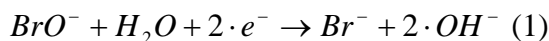
$\text{BrO}^- + \dots \rightarrow \text{Br}^- + \dots$ (on passe de $+1$ à -1 , il y a donc réduction)

$\text{NH}_3 + \dots \rightarrow \text{N}_2 + \dots$ (on passe de -3 (étage hydrogène = -1) à 0 , il y a donc oxydation)

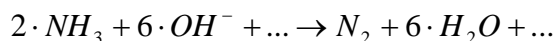
Pour la réduction nous avons de l'oxygène à gauche. Nous allons ajouter des ions OH^- à droite (car milieu basique) :



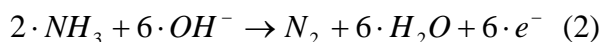
Nous devons ajouter 2 électrons à gauche pour équilibrer les charges :



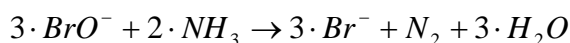
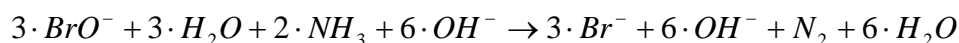
Concernant l'oxydation, nous avons des hydrogènes à gauche, et donc nous allons ajouter de l'eau à droite et donc, pour compenser, des ions OH^- à gauche.



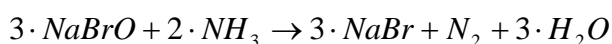
Nous allons ajouter les électrons à droite pour compenser les 6 charges négatives de gauches :



Nous allons alors additionner les deux équations obtenues de cette manière : $3 \cdot (1) + (2)$, afin de compenser les électrons. Nous obtenons alors :



Ajoutons les contre-ions :



EXERCICE 5.

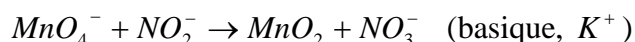
Niveau : Université

Auteur : Dhyne Miguël (10.09.04, miguel.dhyne@win.be)

Mots-clés : oxydoréduction

Enoncé :

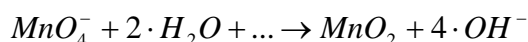
Complétez et équilibrez (entre parenthèses figurent le milieu et les contre-ions conseillés) :

**Solution :**

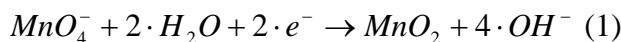
$\text{MnO}_4^- + \dots \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$ (on passe de +7 à +4, il y a réduction)

$\text{NO}_2^- + \dots \rightarrow \text{NO}_3^- + \dots$ (on passe de +3 à +5, il y a oxydation)

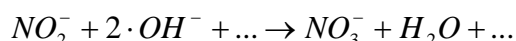
Concernant la réduction, nous avons un déficit en oxygène à droite, nous allons donc ajouter des anions OH^- à droite et compenser avec de l'eau à gauche :



Nous allons ajouter 3 électrons à gauche pour compenser les charges de droite :



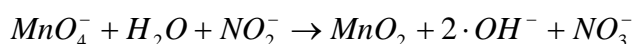
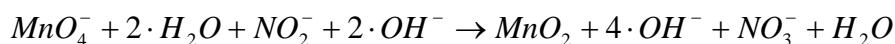
Concernant l'oxydation, nous avons trop d'hydrogène à droite, nous allons alors ajouter des anions OH^- à gauche, et compenser avec de l'eau à droite :



Il ne nous reste plus qu'à ajouter deux électrons à droite :



Additionnons (1) et (2) :



Il ne nous reste plus qu'à ajouter les contre ions et à pondérer l'équation :

