

Évolution des propriétés chimiques dans la classification périodique des éléments (correction)

B. Etude expérimentale

1) Combustion de quelques corps simples dans le dioxygène. Caractère acide ou basique des oxydes obtenus.

a. Combustion du carbone dans le dioxygène

Observation :

On observe une vive incandescence.

Observation et interprétation :

Tube 1 : L'eau de chaux (hydroxyde de calcium : Ca^{2+} , $2HO^-$) se trouble (précipité blanc de calcaire : $CaCO_{3(s)}$) ce qui atteste de la présence de **dioxyde de carbone** (CO_2).

Tube 2 : Le BBT devient **jaune** ce qui caractérise un milieu **acide**. Ceci s'explique par la présence du dioxyde de carbone qui est un diacide.

b. Combustion du soufre dans le dioxygène

Observation :

Le soufre brûle avec une flamme bleue.

Observation et interprétation :

Le BBT devient **jaune** ce qui caractérise un milieu **acide**.

c. Combustion du magnésium dans le dioxygène...

Observation :

On observe un fort rayonnement UV.

Observation et interprétation :

Le BBT devient **bleu** ce qui caractérise un milieu **basique**.

2) Propriétés réductrices des alcalins

a. Expérience : action du sodium sur l'eau

Observation et interprétation :

Le sodium flotte sur l'eau et disparaît petit à petit en colorant la solution initialement incolore en rose (milieu **basique**).

Equation bilan de la réaction d'oxydoréduction et conclusion :

Le sodium, réducteur du couple (Na^+ / Na), réagit avec l'eau, oxydant du couple (H_2O / H_2). La

réaction d'oxydoréduction s'écrit : $2Na_{(s)} + 2H_2O = 2Na^+ + 2HO^- + H_{2(g)}$.

3) Propriétés oxydantes des halogènes (solution aqueuse de dihalogène)

a. Oxydation des ions thiosulfates par le diiode en solution aqueuse

Observation et interprétation :

La solution se décolore ce qui traduit la disparition **du diiode** I_2 .

Equation bilan de la réaction d'oxydoréduction et conclusion :

Le diiode, oxydant du couple (I_2 / I^-) , réagit les ions thiosulfates, réducteurs du couple $(S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-})$. La réaction d'oxydoréduction s'écrit : $I_2 + 2S_2O_3^{2-} = 2I^- + S_4O_6^{2-}$.

b. Oxydation d'une solution aqueuse de sulfate de fer II par l'eau de chlore

Observation et interprétation :

Tube 1 : complexe **rouge**, $Fe^{3+} + SCN^- = [Fe(SCN)]^{2+}$.

Tube 2 : précipité **rouille**, $Fe^{3+} + 3HO^- = Fe(OH)_{3(s)}$.

Tube 3 : précipité **vert**, $Fe^{2+} + 2HO^- = Fe(OH)_{2(s)}$.

Equation bilan de la réaction d'oxydoréduction et conclusion :

Le dichlore, oxydant du couple (Cl_2 / Cl^-) , réagit les ions Fe^{2+} , réducteurs du couple (Fe^{3+} / Fe^{2+}) . La réaction d'oxydoréduction s'écrit : $Cl_2 + 2Fe^{2+} = 2Cl^- + 2Fe^{3+}$.

4) Précipitation des ions halogénures

a. Action du nitrate d'argent sur les ions halogénures

Observation et interprétation :

Tube 1 : précipité **blanc** de chlorure d'argent, $Ag^+ + Cl^- = AgCl_{(s)}$.

Tube 2 : précipité **blanc jaune** de bromure d'argent, $Ag^+ + Br^- = AgBr_{(s)}$.

Tube 3 : précipité **jaune clair** d'iodure d'argent, $Ag^+ + I^- = AgI_{(s)}$.

b. Action du nitrate de plomb sur les ions halogénures

Observation et interprétation :

Tube 1 : précipité **blanc** de chlorure de plomb, $Pb^{2+} + 2Cl^- = PbCl_{2(s)}$.

Tube 2 : précipité **blanc jaune** de bromure de plomb, $Pb^{2+} + 2Br^- = PbBr_{2(s)}$.

Tube 3 : précipité **jaune vif** d'iodure de plomb, $Pb^{2+} + 2I^- = PbI_{2(s)}$.