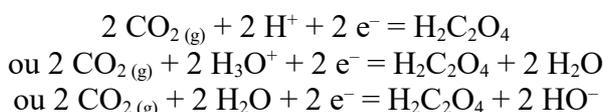
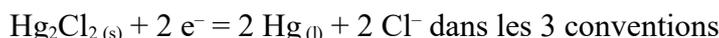
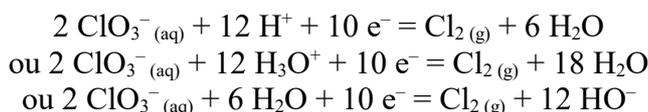
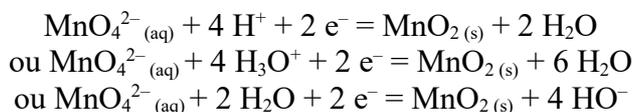
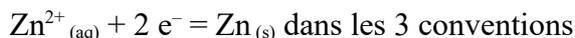


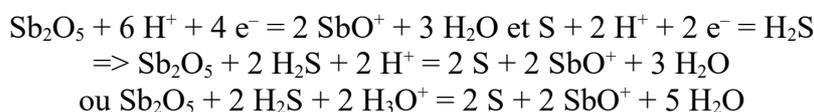
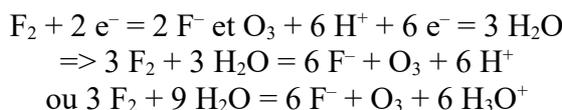
Correction activité S2 C.1 : Couples redox et réactions d'oxydoréduction

activité S2 C.1.1. Demi-équation électronique

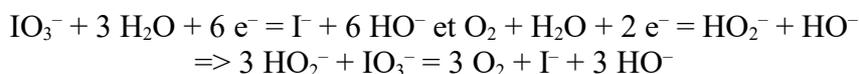
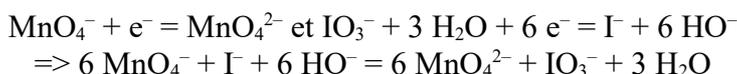


activité S2 C.1.2. Équilibrage d'équation de réaction

1°) En milieu acide :



2°) En milieu basique :



activité S2 C.1.3. Différentes espèces du chlore

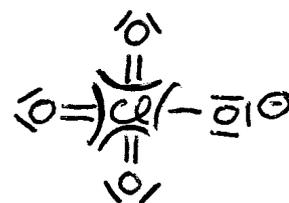
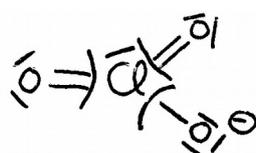
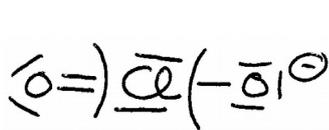
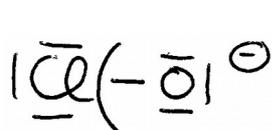
1°)

ion hypochlorite ClO^-

ion chlorite ClO_2^-

ion chlorate ClO_3^-

ion perchlorate ClO_4^-



2°) n.o.(Cl) = +I

n.o.(Cl) = +III

n.o.(Cl) = +V

n.o.(Cl) = +VII

De gauche à droite on a des formes de plus en plus oxydé du chlore.

3°) L'eau de chlore est en fait une solution aqueuse de dichlore.

a°) Cl_2 : n.o.(Cl) = 0 ; HOCl : n.o.(Cl) = +I ; Cl^- : n.o.(Cl) = -I

b°) $2 \text{HOCl} + 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Cl}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

c°) $\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{Cl}^-$

d°) Réaction de dismutation possible, car le dichlore est à la fois un réducteur ($\text{HOCl} / \text{Cl}_2$) et un oxydant ($\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$) : $\text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{HOCl} + \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

e°) Normalement la réaction sera limitée, car $E_2^\circ - E_1^\circ = -0,20 \text{ V} < 0$ mais elle n'est pas négligeable, car $E_2^\circ - E_1^\circ = -0,20 \text{ V} > -0,25 \text{ V}$.

f°) L'eau de chlore est acide puisque la réaction précédente génère des ions oxonium H_3O^+ .

g°) L'ajout de soude provoque un déplacement de l'équilibre de dismutation dans le sens direct puisque les ions hydroxyde HO^- introduits réagissent sur les ions oxonium H_3O^+ . On observe donc une augmentation de la concentration des ions chlorure Cl^- .

activité S2 C.1.4. Couples redox de l'uranium

1°)

Espèce	$\text{U}_{(s)}$	U^{3+}	U^{4+}	UO_2^+	UO_2^{2+}
n.o.(U)	0	III	IV	V	VI

2°)

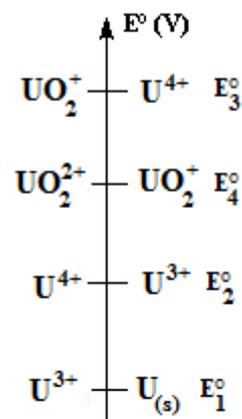
(1) $\text{U}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{U}_{(s)}$;

(2) $\text{U}^{4+} + \text{e}^- = \text{U}^{3+}$;

(3) $\text{UO}_2^+ + 4 \text{H}^+ + \text{e}^- = \text{U}^{4+} + 2 \text{H}_2\text{O}$

ou (3') $\text{UO}_2^+ + 4 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{e}^- = \text{U}^{4+} + 6 \text{H}_2\text{O}$;

(4) $\text{UO}_2^{2+} + \text{e}^- = \text{UO}_2^+$



3°) on choisit les couples (3) et (4) car UO_2^+ est à la fois un oxydant ($\text{UO}_2^+ / \text{U}^{4+}$) et un réducteur ($\text{UO}_2^{2+} / \text{UO}_2^+$) $\Rightarrow 2 \text{UO}_2^+ + 4 \text{H}_3\text{O}^+ = \text{U}^{4+} + \text{UO}_2^{2+} + 6 \text{H}_2\text{O}$.

C'est une réaction d'oxydoréduction, car le n.o. de U varie.

activité S2 C.1.5. Les feux d'artifice

1°) n.o.(N) = +V = n.o.(N)_{max} dans NO_3^- , c'est la forme la plus oxydée de l'azote ;
n.o.(N) = -III = n.o.(N)_{min} dans NH_4^+ , c'est la forme la plus réduite de l'azote.

2°) (1) $\text{KClO}_4 + 8 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- = \text{KCl} + 4 \text{H}_2\text{O}$ et (2) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = 2 \text{Al} + 3 \text{H}_2\text{O}$

On combine : $3 \times (1) + 4 \times (-2) = (\text{équation bilan}) \Rightarrow 3 \text{KClO}_4 + 8 \text{Al} = 3 \text{KCl} + 4 \text{Al}_2\text{O}_3$

3°) Étude des nombres d'oxydation :

dans NH_4^+ : n.o.(H) = +I et n.o.(N) = -III

dans ClO_4^- : n.o.(Cl) = +VII et n.o.(O) = -II

dans H_2O : n.o.(H) = +I et n.o.(O) = -II

dans HCl : n.o.(H) = +I et n.o.(Cl) = -I

dans HClO_4 : n.o.(H) = +I et n.o.(Cl) = +VII et n.o.(O) = -II

et dans N_2 : n.o.(N) = 0

Il y a diminution de n.o.(Cl) entre ClO_4^- et $\text{HCl} \Rightarrow$ donc on a une réduction :

(3) $\text{ClO}_4^- + 9 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- = \text{HCl} + 4 \text{H}_2\text{O}$ avec $n_3 = 8$

Il y a augmentation de n.o.(N) entre NH_4^+ et $\text{N}_2 \Rightarrow$ donc on a une oxydation :

(4) $2 \text{NH}_4^+ = \text{N}_2 + 8 \text{H}^+ + 6 \text{e}^-$ avec $n_4 = 6$

Les éléments H, O et Cl de HClO_4 et H_2O ont les mêmes n.o. que dans NH_4^+ et ClO_4^-

\Rightarrow il n'y a pas d'échange électronique : (5) $\text{ClO}_4^- + \text{H}^+ = \text{HClO}_4$ (couple acide/base)

\Rightarrow on combine $3 \times (3) + 4 \times (4) + 5 \times (5) = (\text{équation bilan})$ car $3 \times n_3 + 4 \times n_4 = 24 = n_{\text{éch}}$ (PPCM)

