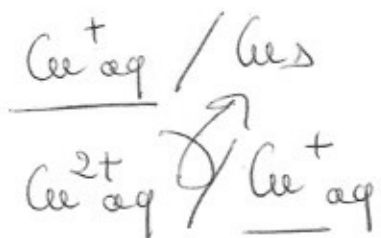
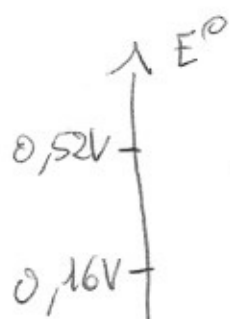
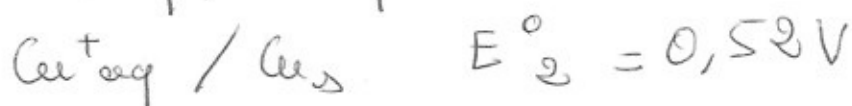
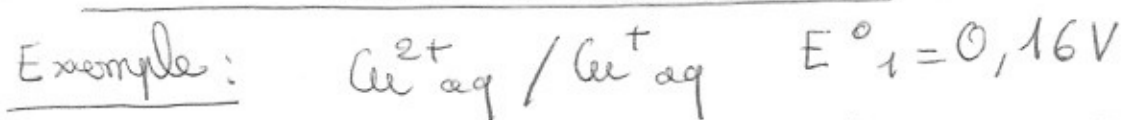
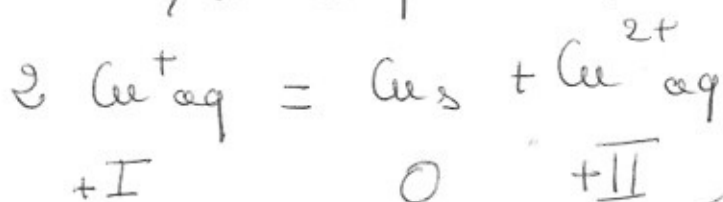


IV Dismutation - Médiadmutation



en présence d'ions Ce^{+}_{aq} dans l'eau, il se produit:



On passe de l'élément Ce au no $+I$ à l'élément Ce respectivement au no $= 0$ et au no $= +II$.

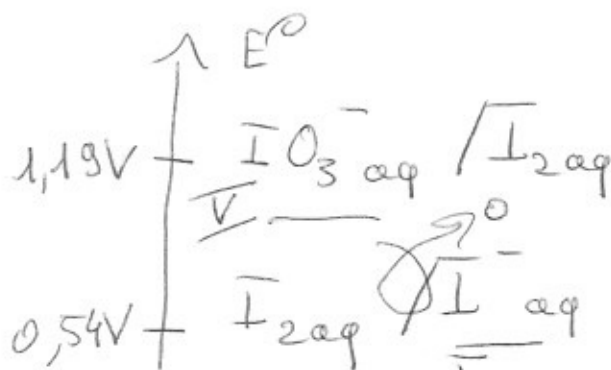
C'est une dismutation

$K^{\circ} = 10^{\frac{E^{\circ}_2 - E^{\circ}_1}{0,06}} = 10^{\frac{0,52 - 0,16}{0,06}} = 10^6 > 10^4$

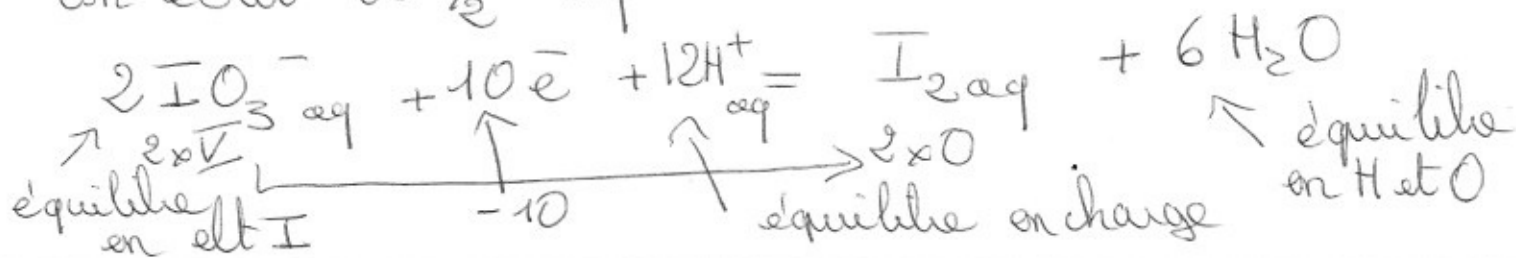
$1e^-$ échangé dans l'équation-bilan.

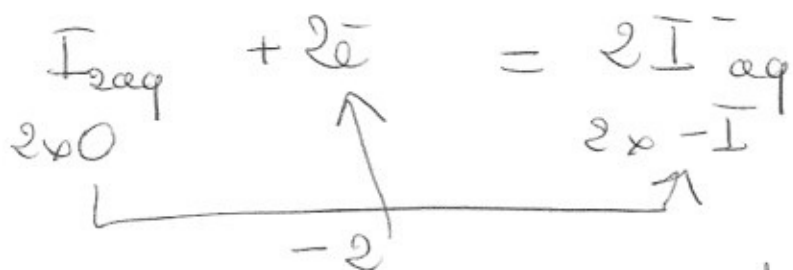
On en conclut à l'instabilité des ions Ce^{+}_{aq} dans l'eau: ils n'existent pas dans l'eau.

Autre exemple:

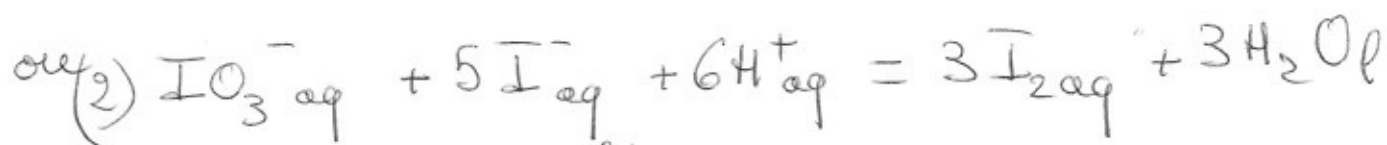
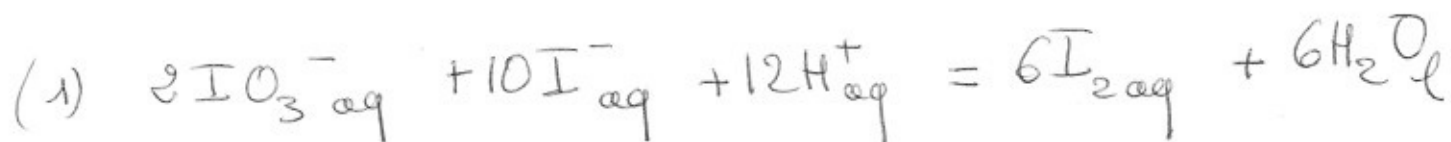


On écrit les $\frac{1}{2}$ équations électrochimiques:





On combine les 2 demi-équations en $\times 5$ la 2^e et on l'inverse :



On remarque que l'élément iode passe des no I et $-\text{I}$ au no 0 dans $\text{I}_{2\text{aq}}$. C'est l'inverse de la dismutation. Il s'agit d'une médismutation.

Attention si on calcule la constante d'équilibre de l'équation d'oxydo-réduction (1) alors

$$K_1^0 = 10^{\frac{10(E_1^0 - E_2^0)}{0,06}} = 10^{\frac{10(1,19 - 0,54)}{0,06}}$$

$$10 \bar{e} \text{ échangés} = 10^{108} \gg 10^4$$

Par contre, si on modifie les coefficients stoechiométriques pour écrire l'équation d'oxydo-réduction (2), la constante d'équilibre est modifiée :

$$K_2^0 = 10^{\frac{5(1,19 - 0,54)}{0,06}} = 10^{54} \gg 10^4$$

$$\text{seulement } 5 \bar{e} \text{ échangés cette fois} \quad \cdot K_2^0 = \sqrt{K_1^0}$$

Applications directes du cours :

1) n.o et couples redox

• ion thiosulfate $S_2O_3^{2-}$.

$$2 \text{ n.o}(S) + 3 \times -II = -II$$

$$\Rightarrow \boxed{\text{ n.o}(S) = +II \text{ dans } S_2O_3^{2-}}$$

• ion manganèse Mn^{2+} et ion permanganate MnO_4^- .

$$\text{ n.o}(Mn) = +II \text{ dans } Mn^{2+}$$

$$\text{ n.o}(Mn) = +VII \text{ dans } MnO_4^-$$

MnO_4^- est l'oxydant du couple.

$$\text{ car } \text{ n.o}(Mn) + 4 \times -II = -I$$

$$\Rightarrow \text{ n.o}(Mn) = +VII$$

• ion chrome Cr^{3+} et ion dichromate $Cr_2O_7^{2-}$;

$$\text{ n.o}(Cr) = +III \text{ dans } Cr^{3+}$$

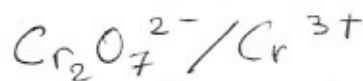
$$\text{ n.o}(Cr) = +VI \text{ dans } Cr_2O_7^{2-}$$

car

$$2 \text{ n.o}(Cr) + 7 \times -II = -II$$

$$\Rightarrow \text{ n.o}(Cr) = +VI$$

$Cr_2O_7^{2-}$ est l'oxydant du couple car $\text{ n.o}(Cr)$ est supérieur dans $Cr_2O_7^{2-}$ à $\text{ n.o}(Cr)$ dans Cr^{3+} .



• Dans l'ion hypochlorite ClO^- , $\text{ n.o}(Cl) = +I$

et dans l'ion chlore Cl^- , $\text{ n.o}(Cl) = -I$:

ClO^- est donc l'oxydant du couple ClO^- / Cl^- .

• Dans le peroxyde d'hydrogène, si on utilise $\text{ n.o}(H) = +I$,

$$\text{ on a } 2 \text{ n.o}(O) + 2 \times I = 0 \quad \text{ soit } \text{ n.o}(O) = -I.$$

Dans l'eau, $\text{ n.o}(O) = -II$.

H_2O_2 est donc l'oxydant dans le couple H_2O_2 / H_2O



2) no extrêmes d'un élément :

soit l'élément phosphore P : $Z = 15$

a)

P est situé à la 3^e période

et à la 15^e colonne de la classification.

