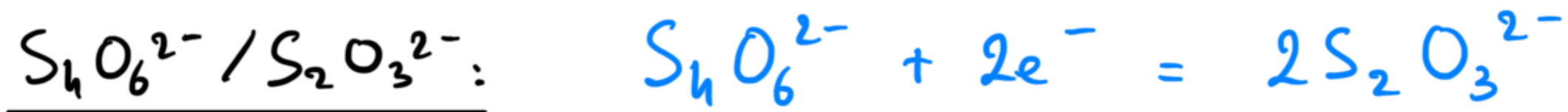
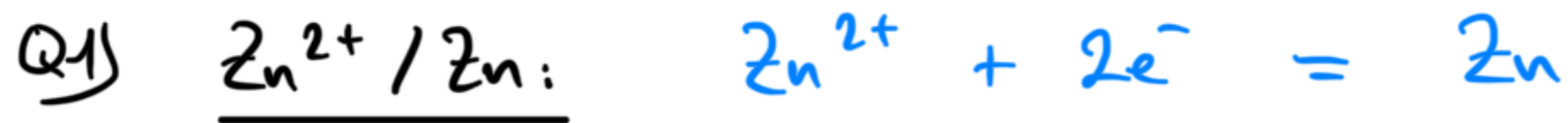


▷ Exercice 1: Equilibrage de 1/2 équations 1



▷ Exercice 2: Equilibrage de 1/2 équations 2



▷ Exercice 3: Nombre d'oxydation espèce monoatomique

Espèce	Ne	Na ⁺	Fe ²⁺	F ⁻	O ²⁻
n.o	0	+ I	+ II	- I	- II

▷ Exercice 4: Nombre d'oxydation des espèces polyatomiques



Donc l'électron de la liaison est attribué à Cl

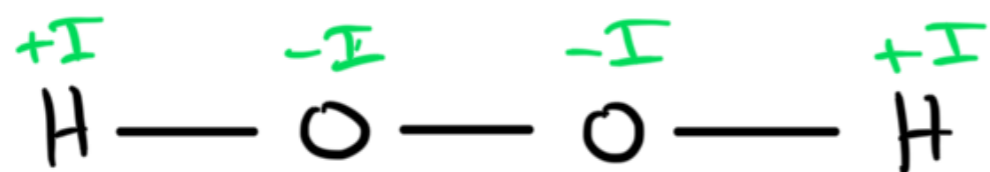
$$\text{n.o}(\text{H}) = +I ; \text{n.o}(\text{Cl}) = -I$$



Donc l'électron de chaque liaison est attribué à O

... (II) ... (I) ... II ... 1-0 ... + ... 0 ... -

n.o(H) = +I ; n.o(O) = -II (K avec les e⁻ des 2 liaisons)



Entre H et O, les e⁻ vont sur O. Entre les 2 O les e⁻ restent à leur place

n.o(H) = +I ; n.o(O) = -I



Tout les e⁻ des liaisons vont vers les O (2 e⁻ par liaison double)

n.o(O) = -II ; n.o(C) = +IV

Exercice 5: Nombre d'oxydation d'ions polyatomiques

Q1) SO₄²⁻: n.o(O) = -II ; il y a 4 atomes d'oxygène :

$$n.o(O)_{\text{tot}} = 4 \times -II = -\underline{VIII}$$

$$n.o(\text{SO}_4^{2-}) = -II$$

$$\begin{aligned} \text{d'où } n.o(S) &= n.o(\text{SO}_4^{2-}) - n.o(O)_{\text{tot}} \\ &= -II - (-\underline{VIII}) \\ &= +\underline{VI} \end{aligned}$$

Q2) SO₃: n.o(O) = -II ; Il y a 3 atomes d'oxygène :

$$n.o(O)_{\text{tot}} = 3 \times -II = -\underline{VI}$$

$$n.o(SO_3) = 0 \quad \text{donc}$$

$$\begin{aligned} n.o(S) &= n.o(SO_3) - n.o(O)_{\text{tot}} \\ &= 0 - (-\text{VI}) = +\text{VI} \end{aligned}$$

Q3) $Cr_2O_7^{2-}$ $n.o(O) = -\text{II}$; Il y a 7 atomes d'oxygène et 2 atomes de chrome.

$$n.o.(O)_{\text{tot}} = 7 \times -\text{II} = -\text{XIV}$$

$$n.o.(Cr)_{\text{tot}} = 2 \times n.o.(Cr)$$

d'où

$$n.o.(Cr_2O_7^{2-}) = -\text{II} = -\text{XIV} + 2 \times n.o.(Cr)$$

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

$$\text{XII} \quad n.o.(Cr) = \text{VI}$$

$$\frac{2x}{2} = \dots$$

Exemple: (cours) gagner jusqu'à $3 e^- \rightarrow \text{n.o.}(N) = -\text{III}$
 perdre jusqu'à $5 e^- \rightarrow \text{n.o.}(N) = +\text{V}$

Exercice 6: Bornes du nombre d'oxydation

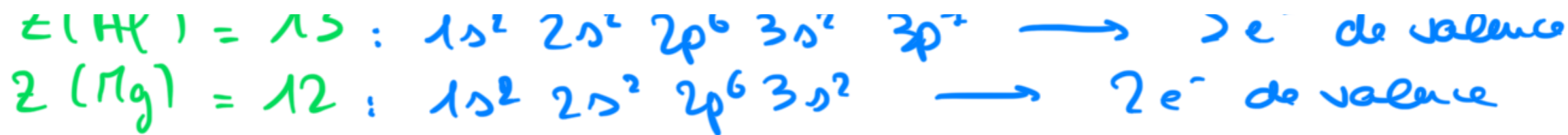
Q1)

élément	C	Na	Cl	Al	Mg
e^- de valence	4	1	7	3	2
n.o. minimal	+IV	+VII	+I	+V	+VI
n.o. maximal	-IV	-I	-VII	-III	-II

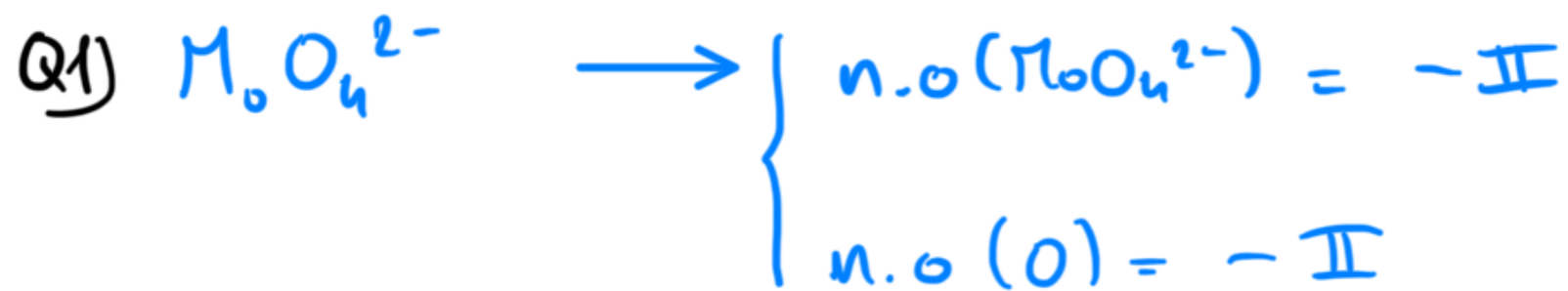
$Z(\text{C}) = 6 : 1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow 4 e^-$ de valence

$Z(\text{Na}) = 11 : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow 1 e^-$ de valence

$Z(\text{Cl}) = 17 : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow 7 e^-$ de valence



▷ Exercice 7: Extraction du molybdène



$$\text{n.o}(\text{Mo}) = \text{n.o}(\text{MoO}_4^{2-}) - 4 \times \text{n.o}(\text{O}) = -\text{II} - (4 \times -\text{II}) = +\text{VI}$$

Q2) $\text{n.o}(\text{Mo}^{2+}) = +\text{II} \qquad +\text{VI} - \text{II} = +\text{IV}$



oxydant

réducteur



Vérif:



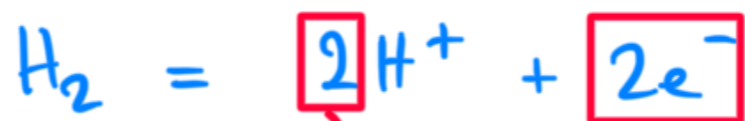
Remarque: $4e^-$ échangé \equiv différence entre les n.o des espèces

▷ Exercice 8: Demi-équation redox et nombre d'oxydation

1) $n.o(\text{H}_2) = 0$

$n.o(\text{H}^+) = +\text{I} \times 2$

$\text{!} +\text{II}$



✓

2) $n.o(\text{I}_2) = 0$

$n.o(\text{I}^-) = -\text{I} \times 2$

$\text{!} -\text{II}$



3) $n.o(\text{Ca}) = 0$

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



▷ Exercice 9: Application simple

$2\text{HNO}_3 + 3\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NH}_4^+ + 2\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+$