

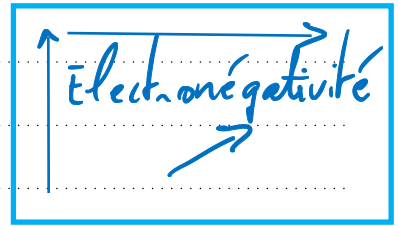
TLB_{ME} | Nombre d'oxydation

Déterminer les nombres d'oxydation de chaque élément dans les composés suivants : LiH , Fe^{2+} , PO_4^{3-} , P_2O_5 , Na^+ , HCl , Br_2 , SO_2 , HNO_3 .

→ alcalin

$$\ast \text{LiH} : \chi_{\text{H}} > \chi_{\text{Li}}$$

$$\text{LiH} : \text{no}(\text{H}) = -\text{I} \quad \text{et} \quad \text{no}(\text{Li}) = +\text{I}$$



$$\ast \text{Fe}^{2+} : \text{no}(\text{Fe}) = +\text{II}$$

$$\ast \text{PO}_4^{3-} : \begin{array}{l} \text{no}(\text{O}) = -\text{II} \\ \text{no}(\text{P}) = \text{V} \end{array} \quad \text{et} \quad 4 \text{no}(\text{O}) + \text{no}(\text{P}) = -\text{III}$$

$$\ast \text{P}_2\text{O}_5 : \text{no}(\text{O}) = -\text{II} \quad \text{et} \quad \text{no}(\text{P}) = +\text{V}$$

$$\ast \text{Na}^+ : \text{no}(\text{Na}) = +\text{I}$$

$$\ast \text{HCl} : \text{no}(\text{H}) = +\text{I} \quad \text{no}(\text{Cl}) = -\text{I}$$

$$\ast \text{Br}_2 : \text{no}(\text{Br}) = 0$$

$$\ast \text{SO}_2 : \text{no}(\text{O}) = -\text{II} \quad \text{no}(\text{S}) = +\text{IV}$$

$$\ast \text{HNO}_3 : \text{no}(\text{O}) = -\text{II} \quad \text{no}(\text{H}) = +\text{I} \quad \text{no}(\text{N}) = +\text{V}$$

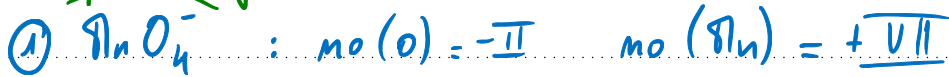
TLB 2 Équilibrer une réaction d'oxydo-réduction

Équilibrer les réactions suivantes, en utilisant les nombres d'oxydation :

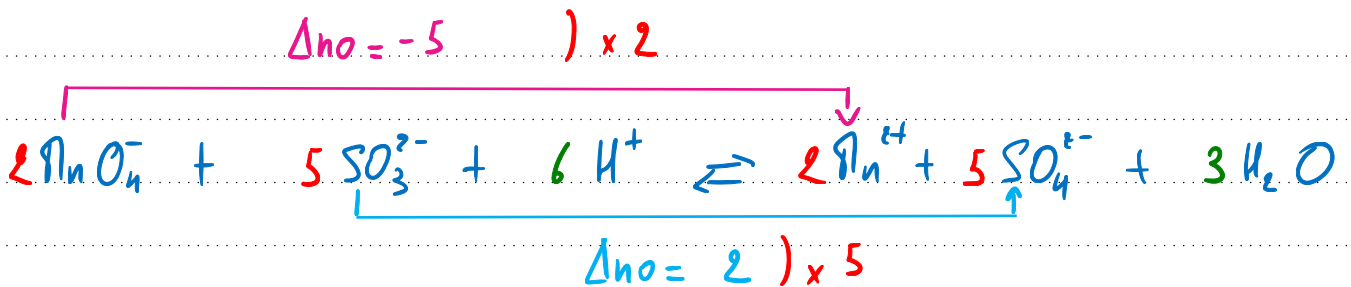
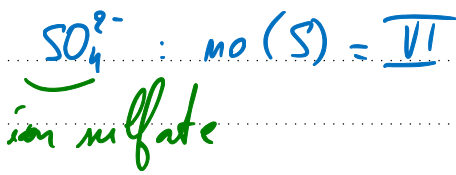
- * $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- * $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{ClO}^- + \text{HO}^- \rightleftharpoons \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- * $\text{ClO}_3^- + \text{SO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{SO}_4^{2-}$
- * $\text{Al} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + \text{H}_2$
- * $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightleftharpoons \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$

Pour vérifier que les résultats sont OK, refaire l'exercice avec les $\frac{1}{2}$ éq. électroniques.

ion permanganate

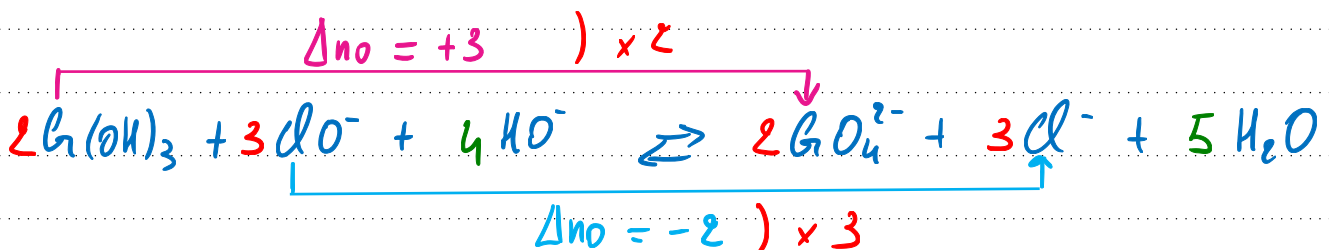
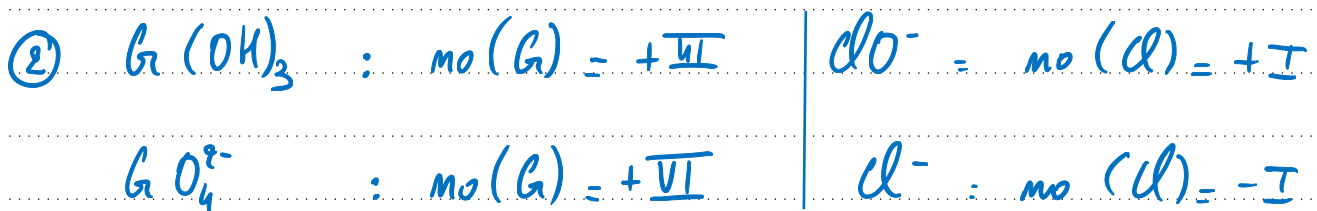


ion sulfite



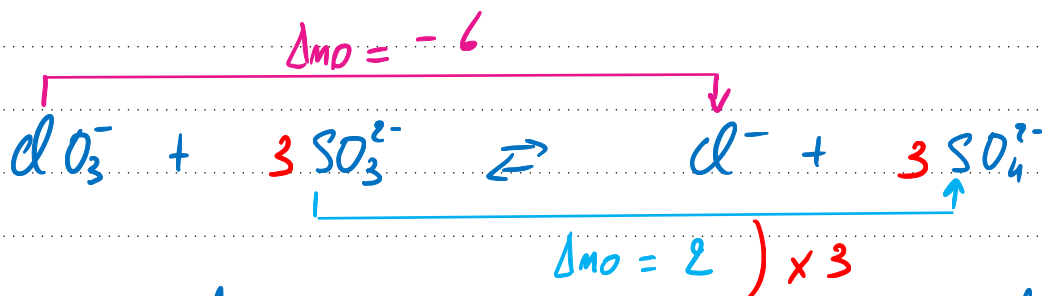
On équilibre ensuite les atomes d'oxygène (coeff devant H_2O) et enfin les hydrogène (coeff devant H^+).

Enfin, on vérifie que les charges sont équilibrées.

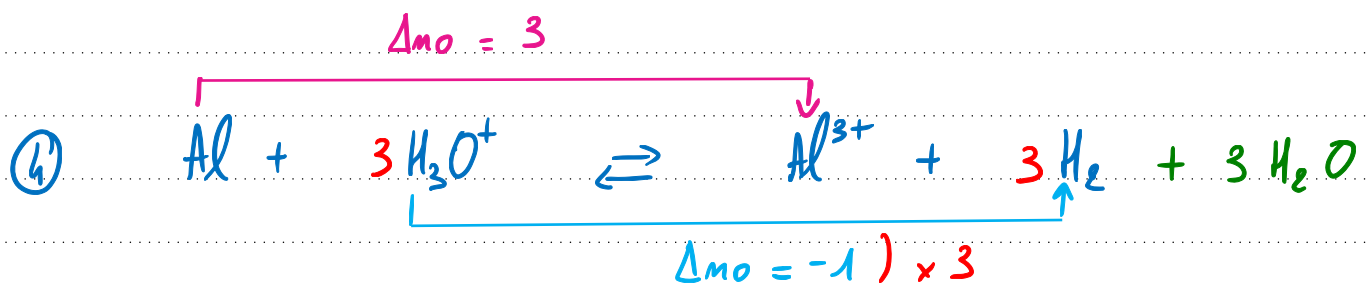


Une fois les no équilibrés, ici, comme il n'y a pas d'ion ou de molécule monoatomique (comme H^+) il vaut mieux équilibrer les charges (coeff devant H^+) et terminer par O ou H (coeff devant H_2O). On vérifie enfin le nb d'atomes d'H et /ou d'O.

→ sinon on pose le syst. d'éq. linéaires.



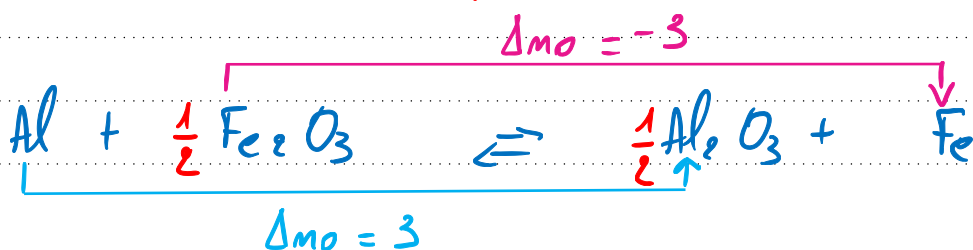
Puis on vérifie que c'est OK pour O et pour les charges.



On ajoute des molécules d'eau pour équilibrer les atomes d'O. Enfin, on vérifie les charges.

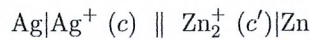


On commence par se ramener à un atome de Fe et à un atome d'aluminium réduit/oxydé (coeff $1/2$).



TLB 3 Pile

On considère la pile suivante

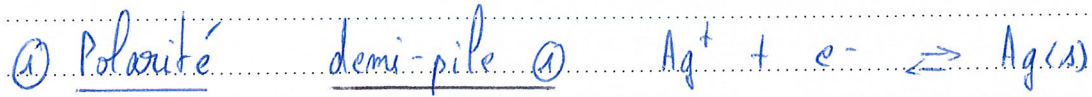


avec $c = 0,18 \text{ mol/L}$ et $c' = 0,30 \text{ mol/L}$.

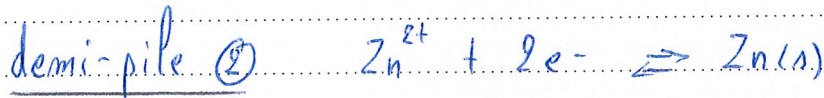
1. Quelle est la polarité de la pile, et quelle est sa fém ?

2. Quelle est l'équation-bilan correspondant à son fonctionnement ? Calculer sa constante d'équilibre

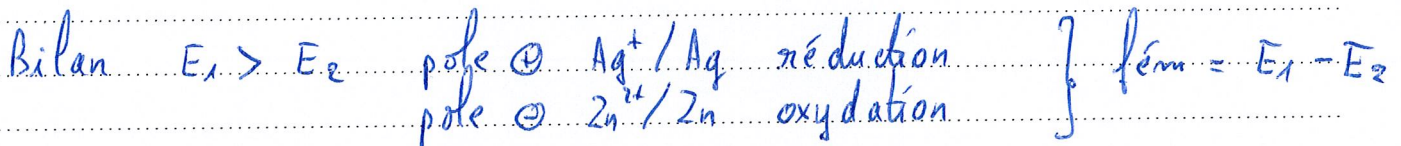
$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} = -0,76 \text{ V} \quad \text{et} \quad E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} = 0,80 \text{ V}$$



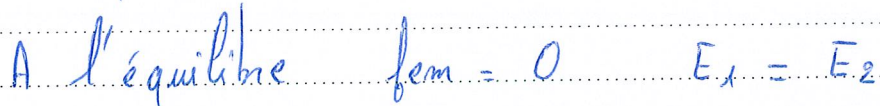
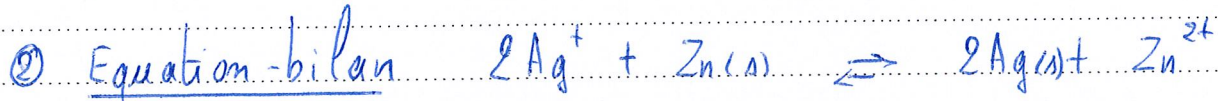
$$E_1 = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} + 0,06 \log [\text{Ag}^+] \quad E_1 = 0,76 \text{ V} \oplus$$



$$E_2 = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + 0,03 \log [\text{Zn}^{2+}] \quad E_2 = -0,78 \text{ V} \ominus$$



$$f_{\text{em}} = 1,54 \text{ V}$$



$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} + 0,06 \log [\text{Ag}^+] = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + 0,03 \log [\text{Zn}^{2+}]$$

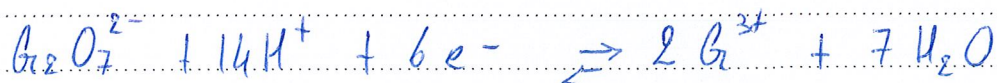
$$\text{et } K = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2}$$

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} = 0,03 \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2}$$

$K = 10^{\frac{E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ}}{0,03}}$	$K = 10^{52}$
--	---------------

TLB 4 Couple $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$

Calculer le potentiel d'une solution de $pH = 2$ dans laquelle les concentrations sont $0.3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en les ions dichromate $Cr_2O_7^{2-}$ et $0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en les ions chrome Cr^{3+} . On donne le potentiel standard du couple $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$: $1,33 \text{ V}$.



$$E = E^0 + \frac{0,06}{6} \log \frac{[Cr_2O_7^{2-}] \cdot 10^{14}}{[Cr^{3+}]^2}$$

$$E = E^0 + 0,01 \log \frac{0,3}{(0,1)^2} - 14 \times 0,01 \text{ pH}$$

$$E = 1,06 \text{ V}$$