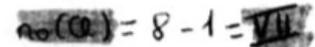
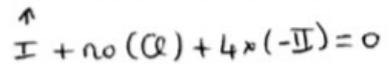
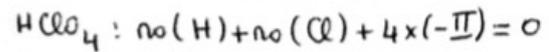
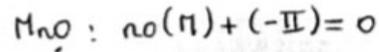
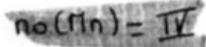
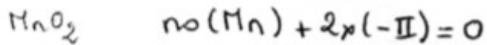
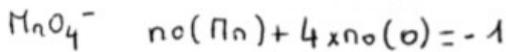
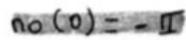
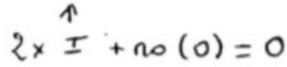
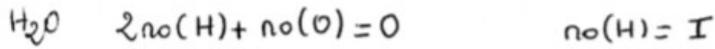
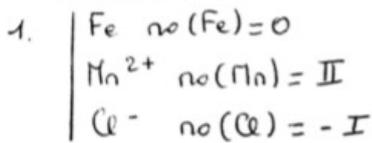
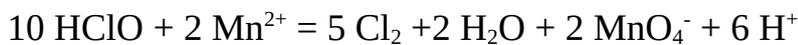
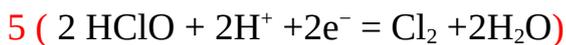
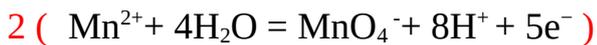
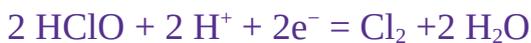


Calcul de nombres d'oxydation.

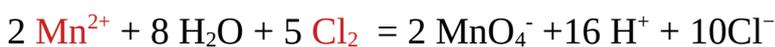
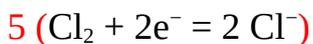


Equations bilan d'oxydoréduction

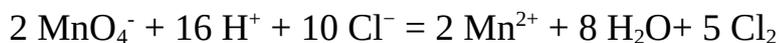
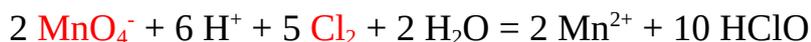


Pas de réaction entre Mn^{2+} et Cl^- car ce sont deux réducteurs.

Comme Mn^{2+} est un réducteur, Cl_2 intervient forcément en tant qu'oxydant :



Comme MnO_4^- est un oxydant, Cl_2 intervient forcément en tant que réducteur :



Le dichlore intervient en tant qu'oxydant et réducteur (dismutation) :



1) n.o. du chrome :

Le nombre d'oxydation d'un corps simple est nul, donc : $\text{no}(\text{Cr}) = 0$;

Le nombre d'oxydation d'un édifice monoatomique est égal à la charge de cet édifice, donc : $\text{no}(\text{Cr}^{2+}) = \text{II}$; $\text{no}(\text{Cr}^{3+}) = \text{III}$.

Ions complexes :

- pour l'ion chromate CrO_4^{2-} : $\text{no}(\text{Cr}) + 4 \text{no}(\text{O}) = \text{no}(\text{Cr}) - 8 = -2$, donc $\text{no}(\text{Cr}) = +\text{VI}$.

- pour l'ion dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$: $2\text{no}(\text{Cr}) + 7\text{no}(\text{O}) = \text{no}(\text{Cr}) - 14 = -2$, donc $\text{no}(\text{Cr}) = +\text{VI}$.

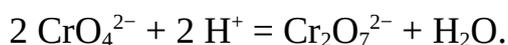
2) Le chrome possède un **nombre d'oxydation différent** dans les deux espèces, elles forment donc un couple redox. Le no du chrome est plus élevé dans l'ion dichromate, c'est donc lui l'oxydant.

En milieu acide, la demi-équation s'écrit : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$

En milieu basique : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} + 14 \text{HO}^-$



3) Le chrome est **au même nombre d'oxydation dans les deux édifices**, ce n'est donc pas un couple redox. La demi-équation s'écrit avec exactement la même méthode que pour un couple redox ... sauf qu'il ne sera pas nécessaire d'ajouter des électrons pour équilibrer les charges.



La demi-équation met en jeu un échange de proton, mais pas d'électron, on est donc bien en présence d'un couple acide-base.

Le soufre étant moins électronégatif que l'oxygène, on attribue un no de $-II$ à chaque oxygène présent dans l'édifice.

Pour SO_2 : $no(S) + 2 no(O) = no(S) - 4 = 0$ d'où $no(S) = +IV$;

Pour SO_4^{2-} : $no(S) + 4 no(O) = no(S) - 8 = -2$ d'où $no(S) = +VI$;

Pour SO_3 : $no(S) + 3no(O) = no(S) - 6 = 0$ d'où $no(S) = +VI$;

Pour $S_2O_3^{2-}$: $2 no(S) + 3 no(O) = 2 no(S) - 6 = -2$ d'où $no(S) = +II$;

Pour $S_4O_6^{2-}$: $4 no(S) + 6 no(O) = 4 no(S) - 12 = -2$ d'où $no(S) = V/II$

Un n.o. non entier signifie que S n'est pas au même n.o. dans cet édifice (dépend de son environnement).