

Chlore : placer tout d'abord le dichlore  $\text{Cl}_2$  sur l'échelle

N.B. Le corps simple dichlore est un gaz dans les CNTP. Il est **extrêmement toxique** !



En solution aqueuse, on peut le trouver sous forme  $\text{Cl}_{2(\text{aq})}$ , dans une solution appelée eau de chlore, qui est une solution très oxydante : quel est le réducteur associé ?..



$\text{Cl}_{2(\text{aq})}$  étant très peu soluble dans l'eau, on préfère utiliser une solution beaucoup plus concentrée en chlore « actif » : l'eau de Javel.

À connaître : l'ion hypochlorite  $\text{ClO}^-$

L'ion hypochlorite est l'oxydant de l'eau de Javel, qui est une solution aqueuse basique de  $\text{NaClO}$ ,  $\text{NaCl}$  et  $\text{NaOH}$ .

Écrire la demi-équation électronique du couple  $\text{ClO}^-/\text{Cl}^-$  en équilibrant avec  $\text{HO}^-$  :



Un autre exemple : l'ion perchlorate  $\text{ClO}_4^-$

Écrire la demi-équation électronique du couple  $\text{ClO}_4^-/\text{Cl}^-$  en équilibrant avec  $\text{HO}^-$  :



### C) manganèse

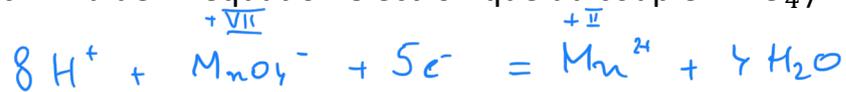
L'ion permanganate :  $\text{MnO}_4^-$  est un oxydant relativement courant au laboratoire et qu'il faut connaître. C'est un ion de couleur violette intense, très utilisé dans les titrages car reconnaissable à sa couleur caractéristique.



Solution aqueuse ( $\text{K}^+$ ,  $\text{MnO}_4^-$ )

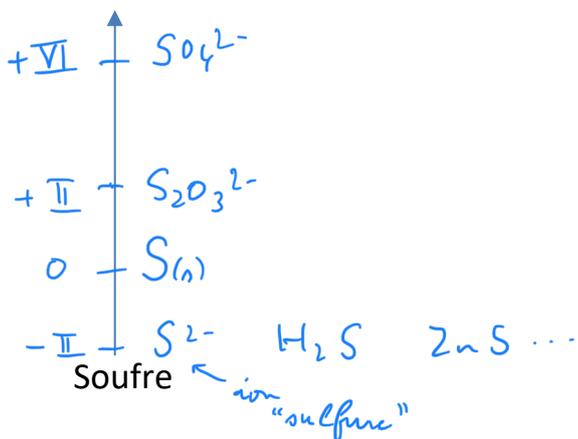
Cristaux de  $\text{KMnO}_4$

Équilibrer avec  $\text{H}^+$  la demi-équation électronique du couple  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  :



### D) Soufre

n.o.



Deux ions à connaître par cœur :

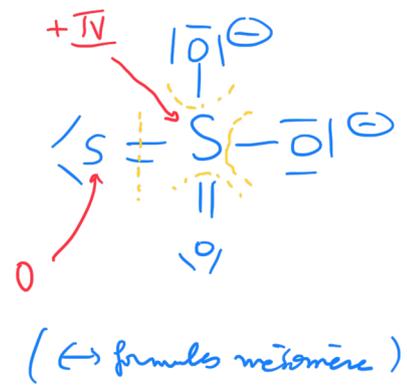
- l'ion sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$ , très courant en solution aqueuse (base conjuguée de l'acide sulfurique...)

**- l'ion thiosulfate  $S_2O_3^{2-}$**

→ on détermine le n.o. moyen sachant que  
 $n.o.(O) = -II$  et que la charge totale est  $-2$

$\Rightarrow n.o.(S) = +II$

L'écrire en structure de Lewis



on constate que les deux atomes ont des n.o. différents ! Cela peut arriver parfois (autre exemple : différents atomes de carbone dans une molécule organique)

(↔ formules méromères)

Écrire la demi-équation électronique du couple  $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$  :



**L'ion thiosulfate est un excellent réducteur, agissant rapidement mais non violemment, et peu nocif.**

$Na_2S_2O_3$ , sous forme de cristaux blancs :



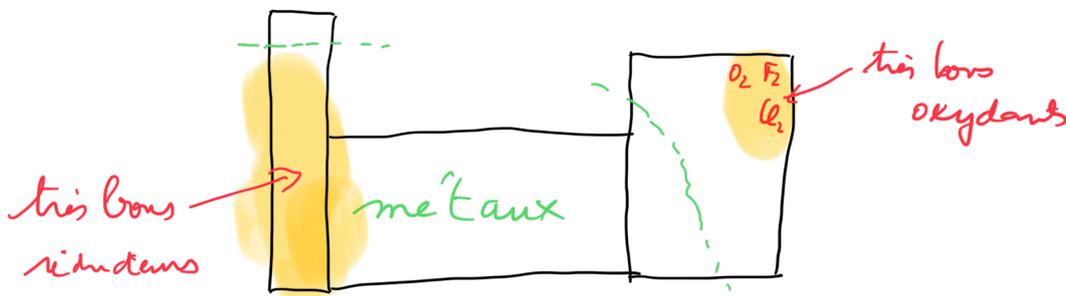
Au laboratoire, on dispose de pissettes avec des solutions aqueuses de thiosulfate de sodium  $2\text{Na}^+$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$   
 On peut l'utiliser pour détruire rapidement des oxydants dangereux (comme des dihalogènes par exemple).

**Le thiosulfate de sodium est une solution réductrice qu'il faut connaître.**



E) À propos des corps simples...

Schématiser le tableau périodique des éléments et y placer les métaux.



Donner quelques exemples de couples Ox/Red mettant en jeu des métaux.  
 Conclure : un métal est-il couramment un bon réducteur ou un bon oxydant ?  
 Faire le lien avec l'électronégativité.  
 Citer des métaux particulièrement réducteurs...

*Les métaux sont des éléments peu électronégatifs: ils cèdent donc facilement des  $e^-$   $\Rightarrow$  ce sont de bons réducteurs (surtout alcalins et alcalino-terreux)*



Parmi les non-métaux, citer les corps simples les plus oxydants du tableau périodique, en faisant le lien avec l'électronégativité. Écrire les couples correspondants.

$O_2(g)$ ,  $Cl_2(g)$  ... et surtout  $F_2(g)$ , car  $O$ ,  $Cl$  ... et surtout  $F$  sont très électronégatifs.

Couples :  $O_2 / H_2O$                        $Cl_2 / Cl^-$                        $F_2 / F^-$

### I.3 Écriture des équations symbolisant les réactions d'oxydoréduction en solution aqueuse

On rappelle qu'une demi-équation électronique ne représente jamais une réaction d'oxydoréduction complète, car cette dernière **ne doit jamais faire apparaître d'électrons** !

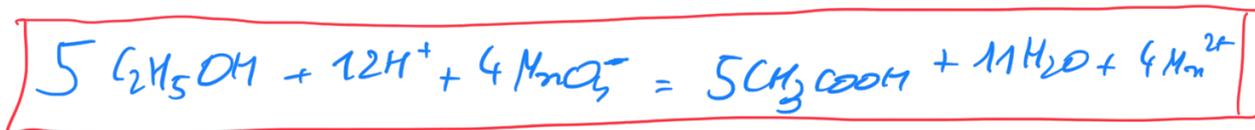
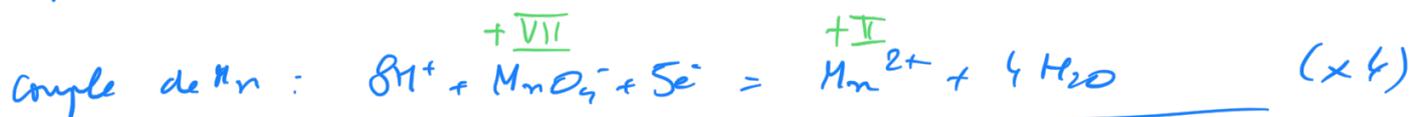
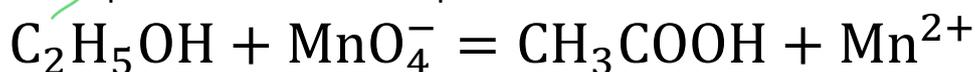
Pour établir l'équation d'une réaction d'oxydoréduction, on identifie les deux couples Ox/Red concernés, on écrit les demi-équations électroniques concernées (méthodes présentées dans le paragraphe précédent et résumées dans le document 1) et on applique (voir fin du document 1) :

- Trouver une combinaison linéaire de ces deux demi-équations qui élimine les électrons (*les électrons n'existent pas en solution aqueuse*) ;
- Simplifier éventuellement l'équation obtenue (*en particulier, on rappelle qu'une même espèce ne doit jamais figurer plusieurs fois dans l'équation d'une réaction*).

On va donner ici deux exemples... il faudra en chercher beaucoup d'autres en exercices !

Exemple 1 :

Équilibrer l'équation suivante en équilibrant avec  $H^+$  :



Exemple 2 :

Équilibrer l'équation suivante en équilibrant avec  $\text{HO}^-$  :

