

PrivateTeacher

Cours Privés de Science

Potentiel
Redox

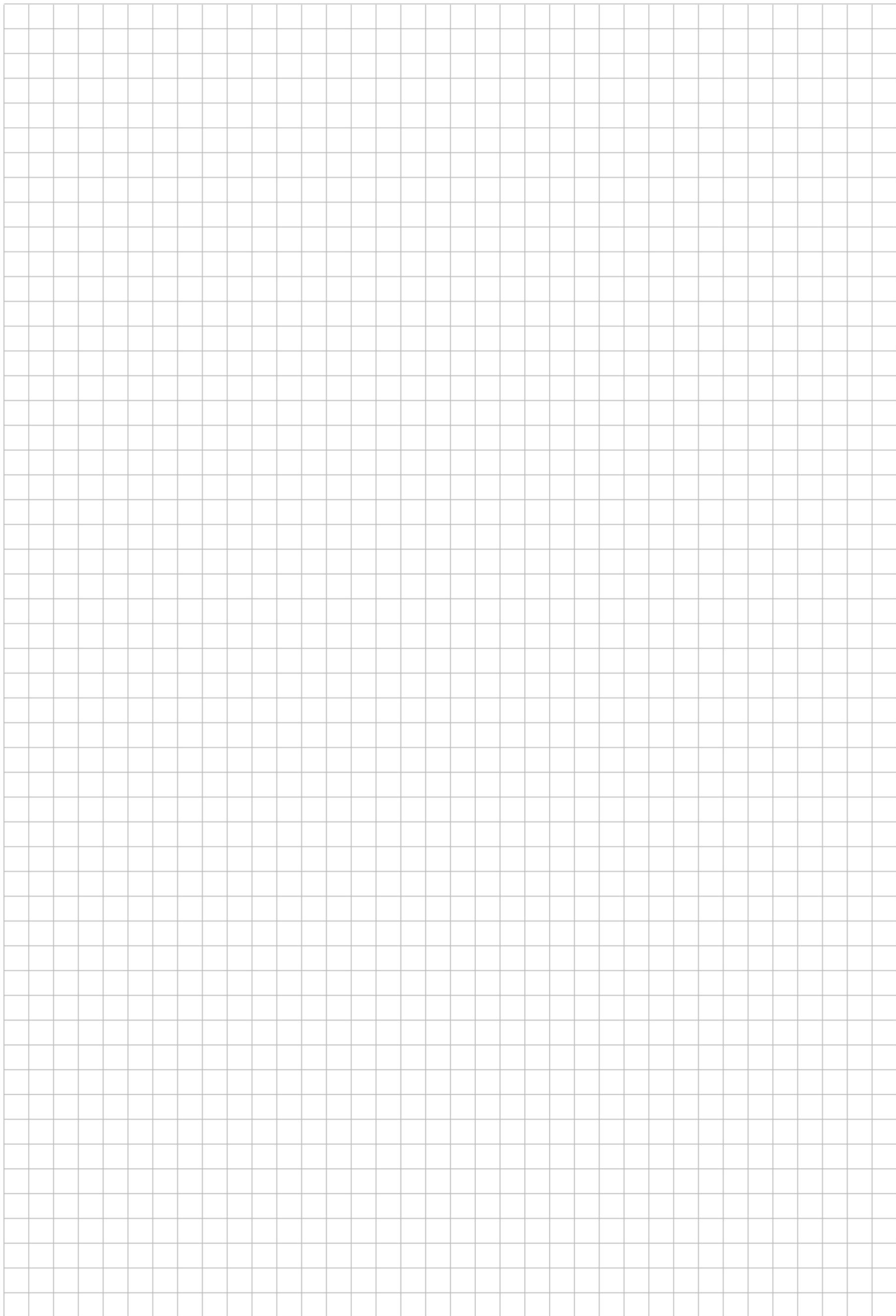


Rue du Valentin 1

1004 Lausanne

+41(0)78 716 19 92

www.privateteacher.ch

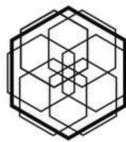


Document
Oriented



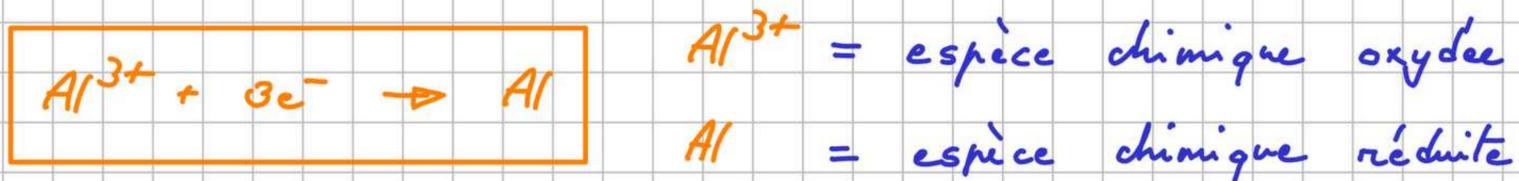
PrivateTeacher

www.privateteacher.ch



Introduction

Dans le cadre des réactions d'oxydoréduction, on a toujours affaire à deux espèces chimiques différentes : une espèce chimique oxydée et une espèce chimique réduite.



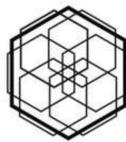
Bien qu'il s'agisse dans les deux cas de l'élément chimique Aluminium, Al^{3+} et Al (Al^0) sont deux espèces chimiques distinctes ayant des réactions différentes

Les deux espèces chimiques Al^{3+} et Al constituent ce que l'on appelle un couple rédox !

Lorsque l'on écrit $Al^{3+} + 3e^{-} \rightarrow Al$, les $3e^{-}$ proviennent d'une autre réaction. C'est pourquoi, dans le cadre des réactions d'oxydoréduction, on a tjrs deux couples impliqués : un couple qui encourt une oxydation et libère des électrons, lesquels seront utilisés par le couple qui encourt la réduction.

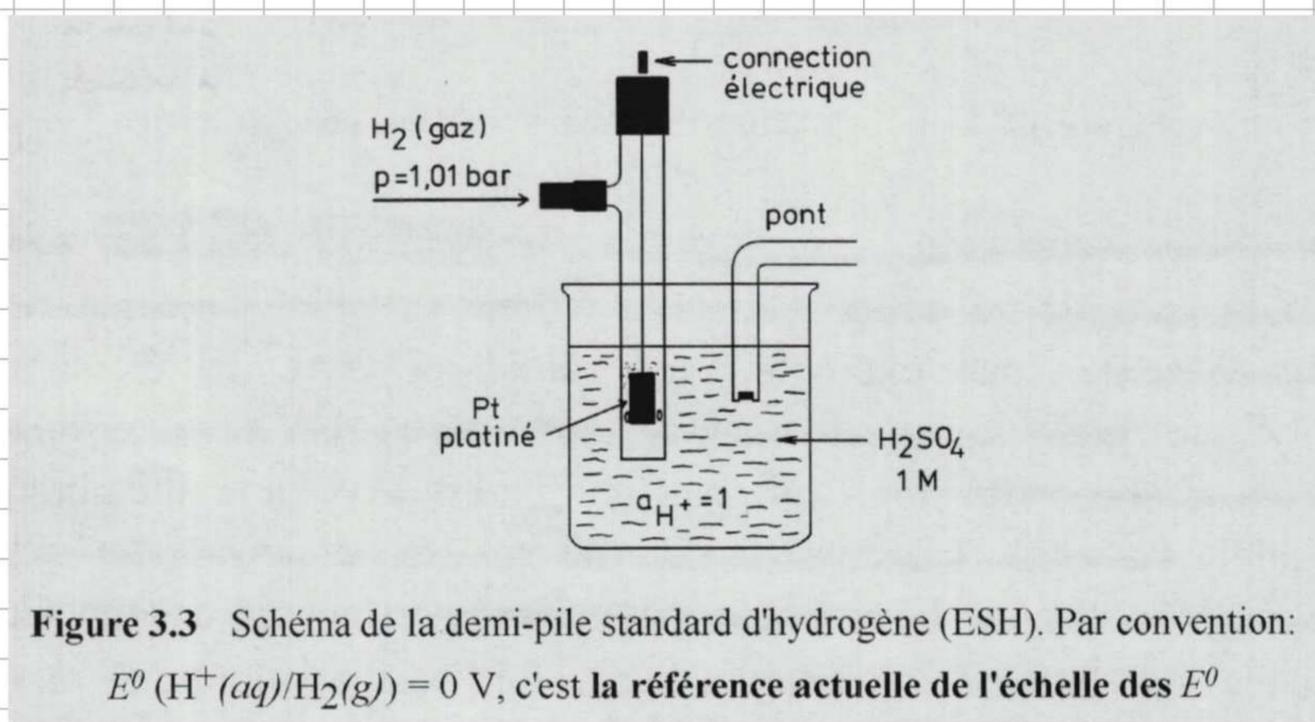
Dans le cadre des réactions d'oxydoréduction, on a donc toujours une espèce chimique qui se réduit ou qui s'oxyde par rapport à une autre espèce chimique.





Les scientifiques ont donc construit ce que l'on appelle une électrode standard d'hydrogène pour voir comment les autres couples rédox se comportaient vis-à-vis de la réaction $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

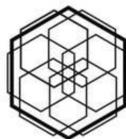
Pour info, voici le schéma de l'électrode standard d'hydrogène, l'électrode de référence :



Après avoir fait des mesures avec les nombreux éléments qu'ils avaient à dispositions, les scientifiques publièrent leurs résultats.

Voici ici le résultat de leur recherches :





Oxydants + $z e^-$	Réducteurs	E^0 [V]
$Li^+ + e^-$	Li	-3,04
$K^+ + e^-$	K	-2,92
$Ca^{2+} + 2 e^-$	Ca	-2,76
$Na^+ + e^-$	Na	-2,71
$Mg^{2+} + 2 e^-$	Mg	-2,37
$Al^{3+} + 3 e^-$	Al	-1,70
$2 H_2O + 2 e^-$	$H_2 + 2 OH^-$	-0,83
$Zn^{2+} + 2 e^-$	Zn	-0,76
$Ni(OH)_2 + 2 e^-$	$Ni + 2 OH^-$	-0,72
$Fe^{2+} + 2 e^-$	Fe	-0,41
$Cd^{2+} + 2 e^-$	Cd	-0,40
$PbSO_4 + 2 e^-$	$Pb + SO_4^{2-}$	-0,36
$Ni^{2+} + 2 e^-$	Ni	-0,23
$Sn^{2+} + 2 e^-$	Sn	-0,14
$Pb^{2+} + 2 e^-$	Pb	-0,13
$Fe^{3+} + 3 e^-$	Fe	-0,04
$2 H^+ + 2 e^-$	H_2	0
$S + 2 H^+ + 2 e^-$	H_2S	0,14
$Sn^{4+} + 2 e^-$	Sn^{2+}	0,15
$Cu^{2+} + e^-$	Cu^+	0,16
$SO_4^{2-} + 4 H^+ + 2 e^-$	$SO_2 + 2 H_2O$	0,24
$Cu^{2+} + 2 e^-$	Cu	0,34
$[Fe(CN)_6]^{3-} + e^-$	$[Fe(CN)_6]^{4-}$	0,36
$O_2 + 2 H_2O + 4 e^-$	$4 OH^-$	0,44
$Cu^+ + e^-$	Cu	0,52
$I_2 + 2 e^-$	$2 I^-$	0,53
$PtCl_4^{2-} + 2 e^-$	$Pt + 4 Cl^-$	0,73
$Fe^{3+} + e^-$	Fe^{2+}	0,77
$Ag^+ + e^-$	Ag	0,80
$ClO^- + H_2O + 2 e^-$	$Cl^- + 2 OH^-$	0,81
$NO_3^- + 2 H^+ + e^-$	$NO_2 + H_2O$	0,81
$Hg^{2+} + 2 e^-$	Hg	0,85
$2 Hg^{2+} + 2 e^-$	Hg_2^{2+}	0,94
$NO_3^- + 4 H^+ + 3 e^-$	$NO + 2 H_2O$	0,96
$AuCl_4^- + 3 e^-$	$Au + 4 Cl^-$	0,99
$Br_2 + 2 e^-$	$2 Br^-$	1,06
$Pt^{2+} + 2 e^-$	Pt	1,12
$O_2 + 4 H^+ + 4 e^-$	$2 H_2O$	1,23
$Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^-$	$2 Cr^{3+} + 7 H_2O$	1,33
$Cl_2 + 2 e^-$	$2 Cl^-$	1,36
$Au^{3+} + 3 e^-$	Au	1,42
$MnO_4^- + 8 H^+ + 5 e^-$	$Mn^{2+} + 4 H_2O$	1,49
$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4 H^+ + 2 e^-$	$PbSO_4 + 2 H_2O$	1,68
$H_2O_2 + 2 H^+ + 2 e^-$	$2 H_2O$	1,77
$F_2 + 2 e^-$	$2 F^-$	2,87

Pouvoir oxydant

Pouvoir réducteur





Une échelle de valeurs

Cette table est le fruit d'un travail difficile.

Elle contient beaucoup d'informations.

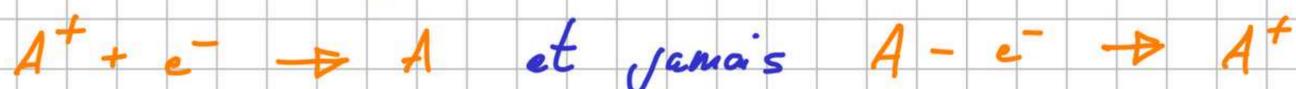
Voici comment l'utiliser :

On notera tout d'abord le zéro de l'échelle de valeurs.

Il s'agit, comme vous le savez maintenant, du potentiel de réduction du couple

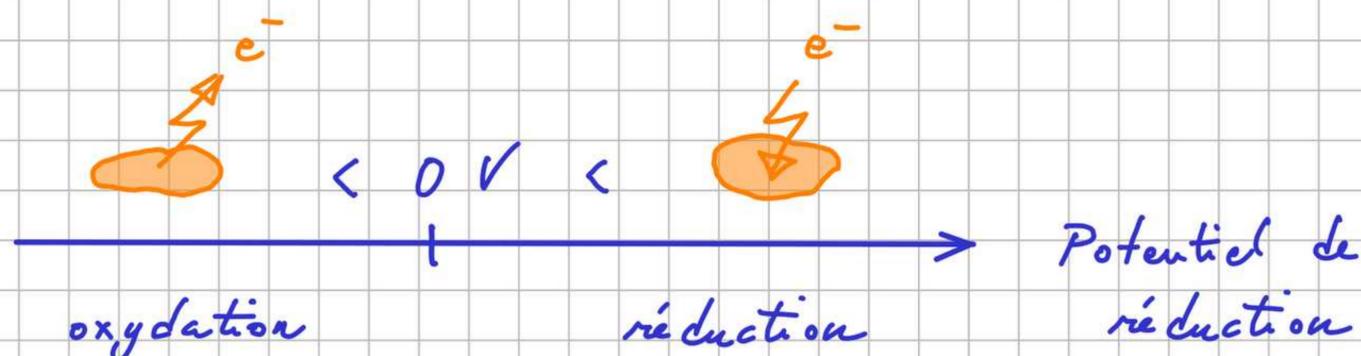


Vous remarquerez aussi que l'on écrit tjrs



C'est pck on choisit la réaction de réduction comme réaction de référence.

Ainsi, si $E^\circ > 0$, on a une réaction de réduction par rapport à la référence, et si $E^\circ < 0$, on a une réaction d'oxydation par rapport à la référence.





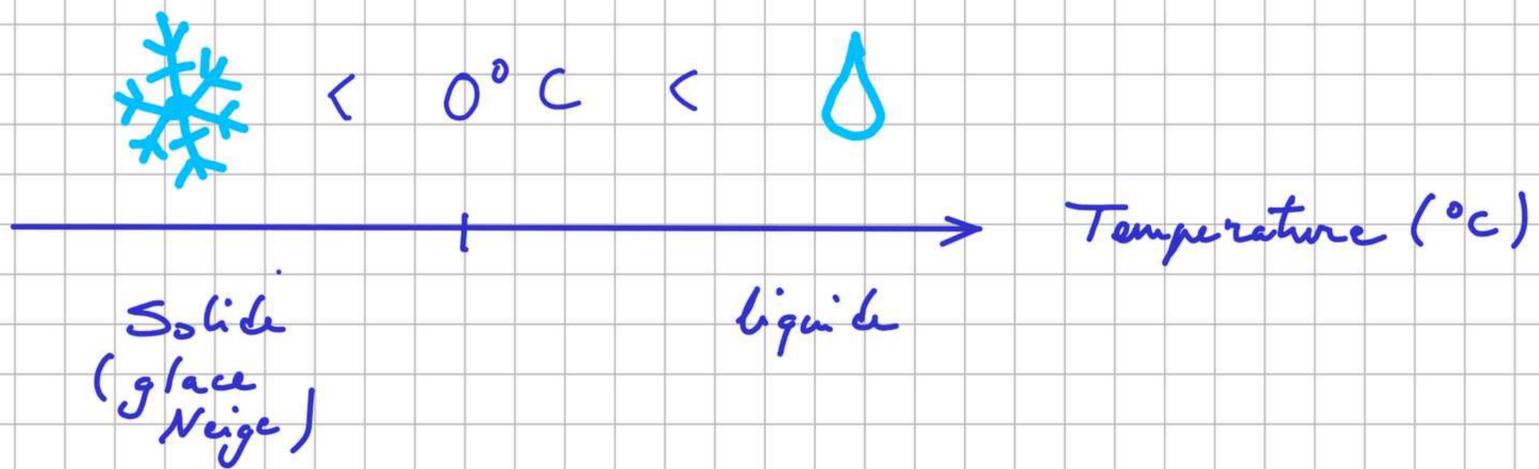
Cela ressemble au 0°C de notre échelle de température :

Si on a de l'eau à une température $> 0^{\circ}$,

elle sera liquide

Si on a de l'eau à une température $< 0^{\circ}$,

elle sera solide



C'est une méthode très courante en science
que de choisir un point de référence
pour pouvoir comparer le comportement
de plein de systèmes différents !!! 😊





Quel rapport avec la nature ?

Les couples avec un $E^{\circ} < 0$ ont donc de la facilité à s'oxyder. Le fer par exemple ne reste pas longtemps métallique, il rouille (s'oxyde) c'est pourquoi il faut le protéger avec de la peinture. Dans la nature, on ne trouve pas de fer à l'état métallique !



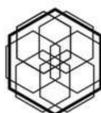
Minerais de fer



Bague en Argent



Les couples avec un potentiel de réduction $E^{\circ} > 0$ ont de la facilité à se réduire. L'argent (Ag) par exemple, tout comme l'or (Au) est stable à l'état métallique. On peut donc s'en servir pour faire des bijoux. On trouve dans la nature de l'argent et de l'or à l'état métallique. On appelle cela de l'argent ou de l'or natif.





Comment utiliser la terminologie ?

Sur cette échelle de valeurs, les espèces chimiques à gauche sont des oxydants et les espèces chimiques à droite sont des réducteurs.

Pour les couples dont le potentiel standard de réduction E° est grand, (qui ont de la facilité à se réduire) l'oxydant est fort.

Le fort oxydant oxyde, il subit donc lui même une réduction !

Pour les couple dont le potentiel standard de réduction E° est faible, (qui ont de la facilité à s'oxyder) le réducteur est fort.

Le fort réducteur réduit, il subit donc lui même une oxydation !

Une réaction d'oxydoréduction (qui fait intervenir deux couples redox) fonctionne très bien avec des couples dont le potentiel standard est très différent (Un oxydant fort avec un réducteur faible) !

Cependant, il est tout à fait possible d'obtenir une réaction d'oxydoréduction avec deux couples dont le potentiel standard est positif, ou avec deux couples dont le potentiel standard est négatif. Ce sera toujours le couple dont le potentiel standard est le grand qui subira la réduction !





Un exemple concret

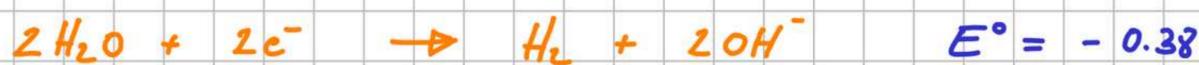
la réaction du sodium métallique avec l'eau.



Le sodium est un métal mou que l'on peut trancher au couteau.

Il fait partie de la famille des métaux alcalins car il forme avec l'eau des solutions alcalines (= basiques) le sodium réagit très vivement avec l'eau !

Voyons comment et pourquoi :



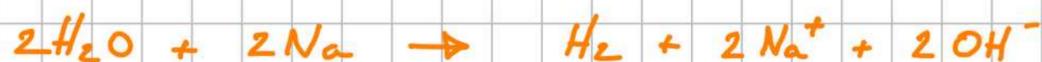
Le potentiel le plus élevé est celui de l'eau, c'est donc l'eau qui subira la réduction.



L'eau est ici l'oxydant. Elle va oxyder le sodium métallique (Na) qui va donc libérer des électrons

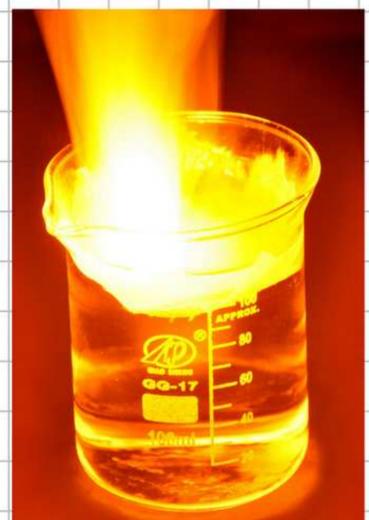


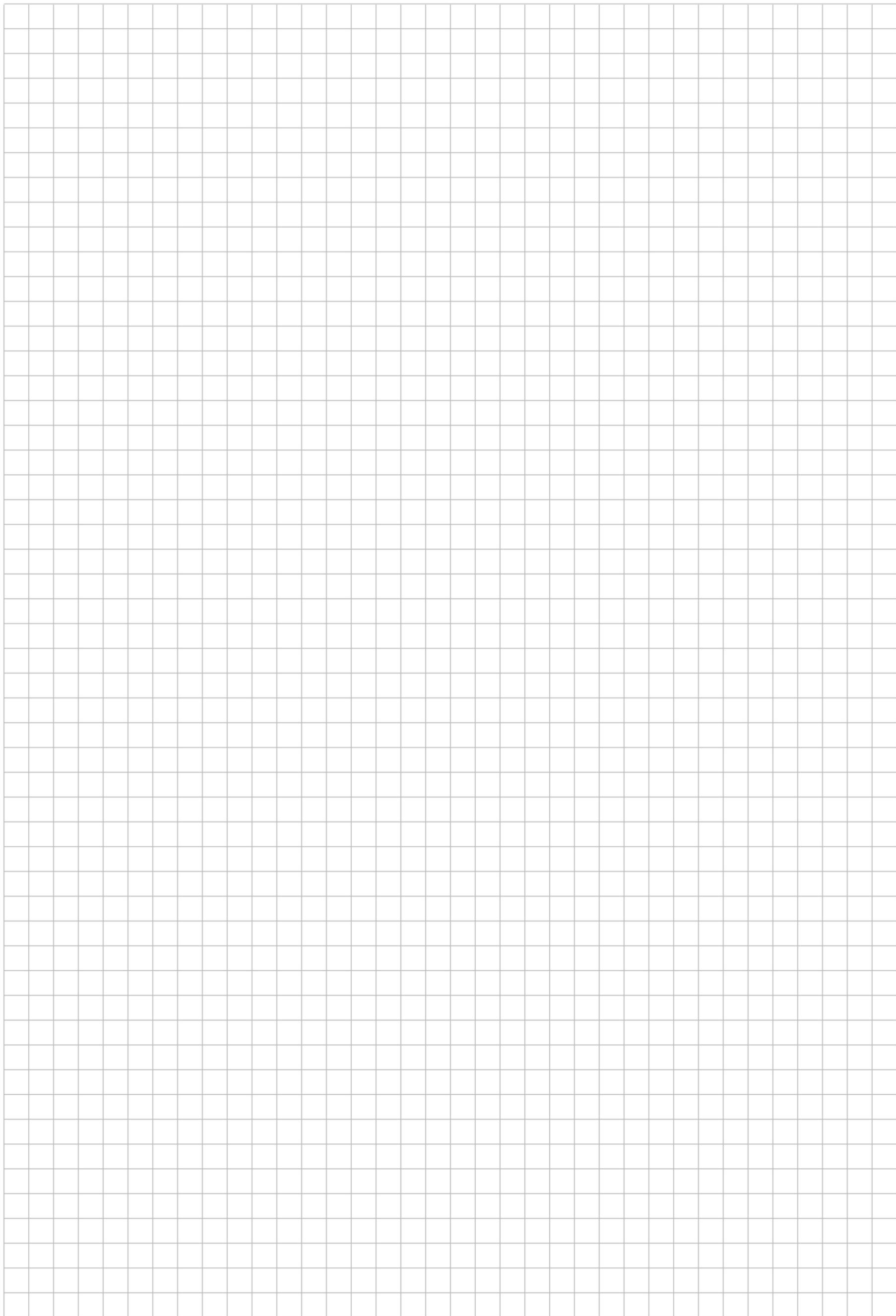
Au total on aura donc



L'hydrogène (H_2) est ce qui prend feu lors de la réaction. Na^+ est l'ion métallique passé en solution (aqueux)

OH^- est l'ion hydroxyde qui fait de l'eau une solution basique





Document
Oriented



PrivateTeacher

www.privateteacher.ch