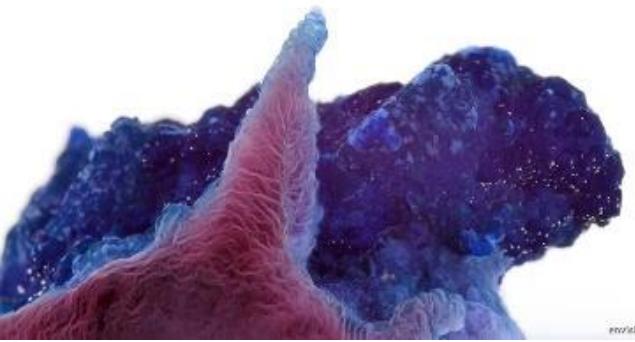




# Projet

## Les matériaux métalliques





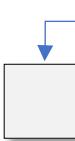
# Plan de travail

## Les matériaux métalliques

Date rendu du projet		Durée	Six semaines
<b>Mon groupe</b>			

### Le projet

Vous allez comprendre l'importance des métaux en DAA. Vous devrez réaliser une planche présentant une œuvre en métal et détailler les méthodes utilisées pour la protéger de la corrosion.



À cocher



J'ai fait toutes les activités du chapitre



J'ai fait tous les exercices ci-dessous :



### Site du prof

<https://tinyurl.com/PCinversee>



Exercices			
S1	3 - 4 - 15	SC1	1 - 2 - 7 - 10 - 11 - 13
S2	4	SC2	5 - 6 - 7 - 9 - 11 - 12
S3	10 - 11 - 12	SC3	3 - 4 - 5 - 7 - 8 - 10 - 11 - 12 - 13 - 14
S4	15	SC4	4 - 7 - 11 - 15 - 17
		SC5	Cours
S5	Cours	SC6	10 - 15 - 16
		SC7	17



J'ai fait une fiche de synthèse avec la grille de compétences



Je suis prêt pour le contrôle !

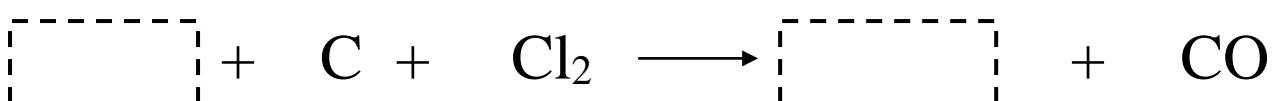
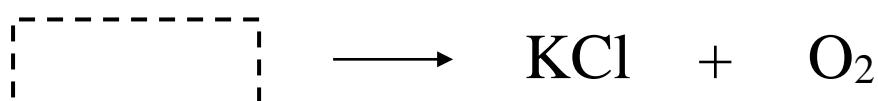
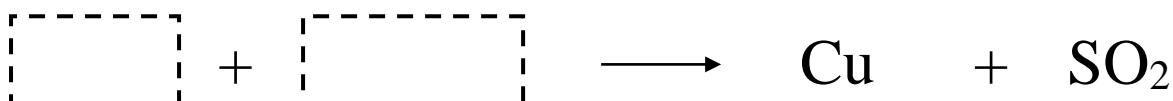
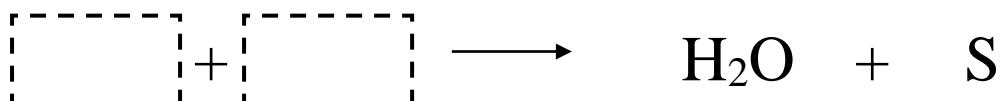
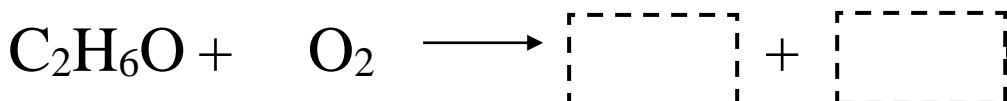
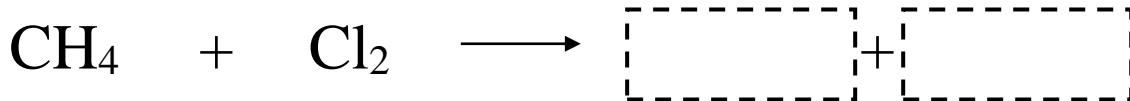


## *Je découvre*

## Activité 1 – Les équations bilan

Antoine-Laurent de Lavoisier est considéré comme le père de la chimie. Une de ces célèbres citations est la suivante : „Rien ne se perd, rien ne se créer, tout se transforme”. A l'aide de cette maxime, vous devez retrouver quelle molécule apparaît dans quel équilibre.

Remplir les trous ci dessous à l'aide de la dernière feuille du fascicule.



## 1. Expliquez votre démarche en quelques lignes.

## Les coefficients stœchiométriques

Pour continuer à coller à la maxime de Lavoisier, il faut « équilibrer » l'équation, c'est-à-dire choisir combien d'atomes et de molécules se trouvent de chaque côté de l'égalité. On appelle ses nombres les coefficients stœchiométriques.

2. Dans le premier équilibre, compter le nombre de chaque élément de part et d'autre de la flèche.

---

---

---

3. Trouver combien de molécule et d'atome doivent apparaître de part et d'autre de la flèche.

---

---

---

4. Trouver les coefficients stœchiométriques de chaque équilibre.

## Les états de la matière

Une réaction chimique est totalement équilibrée lorsque les états des réactifs et des produits sont précisés.

5. Quels sont les états de la matière ?

---

---

6. Qu'est-ce qu'un réactif ?

---

---

7. Qu'est-ce qu'un produit ?

---

---

8. Choisissez trois équilibres et trouvez les états de la matière de chacun des produits chimiques.

Pour équilibrer ces équations, vous avez utilisé **la règle de conservation des éléments chimiques**.

## Activité 2 – Les équilibres ioniques

Maintenant que vous êtes devenus des professionnels des équilibres chimiques, Antoine Lavoisier vous propose de passer à des réactions plus complexes : les équilibres ioniques.

9. Qu'est-ce qu'un ion ?

---

---

---

Comme les éléments, il existe **une règle de conservation de la charge**.

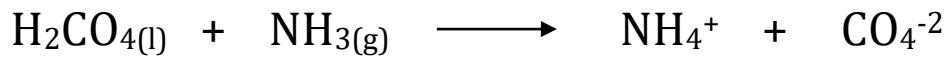
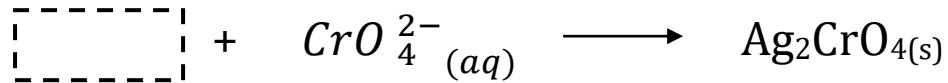
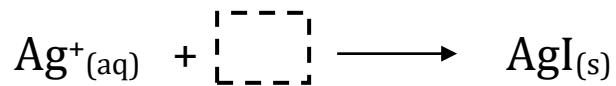
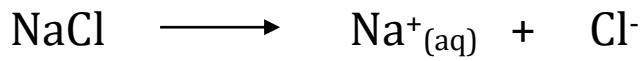
10. D'après vous, qu'ordonne cette règle ?

---

---

---

11. Equilibrer les réactions chimiques suivantes :



## Activité 3 – La rouille

La rouille est une substance brun-rouge obtenue par l'oxydation du fer en oxyde ou hydroxyde de fer (III). Cette oxydation fait partie des réactions de type réactions d'oxydoréduction.

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction chimique où l'un des éléments de la réaction change de degré d'oxydation.

En termes de notation, le degré d'oxydation est écrit en chiffre romain et entre parenthèses. A notre niveau, nous allons associer le degré d'oxydation à la charge d'un élément.



1. Remplir le tableau suivant :

Elément	Degré d'oxydation	Ion ou atome
Fe (0)		
Fe (...)	+2	
		Fe <sup>3+</sup>
Mn (II)		
		Cu <sup>+</sup>

Dans le cas de la rouille, une première étape consiste en le passage du fer (0) passe à un état d'oxydation (II) sous la forme d'ions Fe<sup>2+</sup>.

2. Ecrire l'équation de cette étape.

.....

Ces ions fer (II) réagissent avec des ions hydroxydes OH<sup>-</sup> pour former de l'hydroxyde de fer (II) neutre.

3. Ecrire cette équation.

.....

Les ions hydroxydes apparaissent à cause de la présence d'eau et de dioxygène autour de la pièce en fer. C'est la réaction entre l'eau et le dioxygène qui va former ces ions hydroxydes.

4. Trouver cette équation.

.....

Les équations des questions 2. et 4. sont ce que l'on appelle des **demi-équations d'oxydo-réduction**. Les électrons n'existant pas seuls, ces réactions n'existent pas en tant que telles.

Pour pouvoir avoir lieu, ces réactions au même endroit et en même temps pour que l'échange d'électron soit direct. La réaction d'oxydoréduction est donc la combinaison des deux demi-équations de telle sorte qu'il n'y ait plus d'électrons libres.

5. Trouver l'équation d'oxydoréduction de la rouille.

.....

.....

.....

Ces étapes ne sont que les premières étapes de formations de la rouille. L'hydroxyde de fer (II) formé va se transformer en hydroxyde de fer (III) puis en oxyde de fer (III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

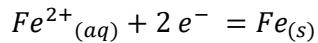
#### Activité 4 – Les couples oxydant/réducteur

Chaque demi-équation d'oxydoréduction met en jeu un couple d'un même élément à deux degrés d'oxydation différent. Par exemple le couple  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  est un couple oxydant/réducteur.

**L'oxydant** est celui qui va recevoir les électrons. C'est celui avec le plus haut degré d'oxydation dans le couple.

**Le réducteur** est celui qui donne les électrons. (Il réduit car il fournit des électrons chargés négativement)

Pour notre exemple la demi-équation entre le couple  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  est :



De gauche à droite, le degré d'oxydation diminue (II) à (0), donc il s'agit d'une **réduction**. De droite à gauche, la réaction est une réaction d'**oxydation**.

Parfois il faut rajouter des ions  $\text{H}^+$  pour équilibrer les demi-équations.

Remplir le tableau suivant :

Couple	Oxydant	Réducteur	Demi-équation
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$			
	$\text{O}_2$	$\text{H}_2\text{O}$	
			$\text{O}_2_{(g)} + 2\text{H}^+_{(aq)} + 2 e^- = \text{H}_2\text{O}_{2(aq)}$
$\text{Zn}^{+2}/\text{Zn}$			
	$\text{H}^+$	$\text{H}_2$	
			$\text{I}_2_{(aq)} + 2 e^- = 2 \text{I}^-_{(aq)}$
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$			
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$\text{Cr}^{3+}$	
			$\text{Pb}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = \text{Pb}_{(s)}$
$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$			

## *J'apprends*

Un matériau métallique est un matériau constitué d'un élément métallique. En chimie, un métal est un matériau dont les atomes sont liés par des liaisons particulières appelées des liaisons métalliques.

Il s'agit de corps simples ou d'alliages le plus souvent durs, opaques, brillants, **bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité**. Ils sont généralement malléables, c'est-à-dire qu'ils peuvent être martelés ou pressés pour leur faire changer de forme sans les fissurer, ni les briser.

## I) La vie des métaux

## 1. Extraction des minéraux

Les métaux présentent le plus souvent un état d'oxydation positif, c'est-à-dire qu'ils tendent naturellement à former des cations, comme le cobalt (I)  $\text{Co}^{2+}$ , le nickel (I)  $\text{Ni}^{+}$ , le zinc (II)  $\text{Zn}^{2+}$ , etc.

En pratique, les métaux sont généralement extraits sous forme de minérais contenant les éléments recherchés. Ces minérais peuvent chimiquement être de nature très diverse. Ce sont souvent des oxydes, comme la bauxite (minéral d'aluminium), l'ilménite (minéral de titane), l'hématite et la magnétite (minéraux de fer), ou encore la pechblende (minéral d'uranium). Il peut également s'agir de sulfates, comme la chalcopyrite (minéral de cuivre), la sphalérite (minéral de zinc), la molybdénite (minéral de molybdène) ou encore le cinabre (minéral de mercure). Il existe par ailleurs des silicates, comme le beryl (minéral de beryllium), des carbonates comme la dolomite (minéral de magnésium), et bien d'autres types de composés.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1	H															He			
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	*	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	*	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
			↓	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb		
			*	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No		

Li	Métaux
B	Métalloïdes
H	Non-métaux
Mt	Nature chimique inconnue

## Quelques exemples de minéraux métallifères



## Béryl.



## Dolomite



## Magnétite.



Chalcopyrite  
(dorée) sur  
sphalérite.



## Molybdénite



## Cinabre.

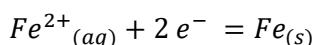


## Uraninite.

Les métaux sont extraits des minéraux par la réduction chimique des éléments métalliques grâce à une mise en solution puis une précipitation du métal brut : il s'agit de l'hydrométaux.

La réduction chimique consiste à réduire le degré d'oxydation d'un ion à l'aide d'un autre élément chimique (réaction d'oxydo-réduction) ou avec de l'électricité (électrolyse).

Par exemple la réduction du fer (II) avec de l'électricité :



Une autre technique est la pyrométaux qui consiste à chauffer un mineraux à haute température pour que le métal fonde et puisse être récupéré.

## 2. Utilisations

Certains métaux et alliages possèdent une résistance structurelle élevée par unité de masse, ce qui les rend utiles pour transporter des charges lourdes et résister à des chocs violents.

La résistance et la résilience (capacité de prendre des chocs) des métaux a conduit à leur utilisation courante dans la construction des gratte-ciels et des ouvrages d'art ainsi que dans celle de tous types de véhicules, d'appareils et dispositifs, d'outils, de tuyaux, ou encore de voies ferrées.

Le cuivre reste utilisé essentiellement pour ses bonnes propriétés de conducteur de l'électricité dans les câbles électriques, et de conducteur thermique dans les ustensiles de cuisine.

La réflectivité élevée de certains métaux, comme l'argent, en font des matériaux de choix pour la construction de miroirs, notamment ceux des télescopes.

## 3. Impact environnemental et recyclage

Le développement de nombreuses industries telles que l'électronique, les technologies de l'information et de la communication, et l'aéronautique, et le pari du « tout technologique » dans la recherche du rendement et de l'efficacité, ont conduit à une augmentation sans précédent de la production et de la consommation de métaux. La période de croissance de 1990 à 2010 a conduit à un doublement de la production des principaux métaux. Alors que dans les années 1970, on utilisait moins de 20 métaux dans la table de Mendeleïev, on en consomme environ 60 depuis les années 2000.

Il y a une tendance à la baisse de concentration moyenne des minéraux. Par exemple, la concentration moyenne des minéraux de cuivre exploités est passée de 1,8 % dans les années 1930 à 0,8 % en 2010. Parallèlement, les réserves, exprimées au niveau de production 2008, se situent pour la plupart des métaux entre 20 et 100 ans de production annuelle.

Avec le tableau à droite, nous voyons le nombre d'années de réserves de différents métaux calculées en 2012. Par exemple, l'or possédait 15 ans de réserves en 2012 si la croissance est de 3%, cela signifie qu'il n'y aura plus d'or à extraire en 2027.

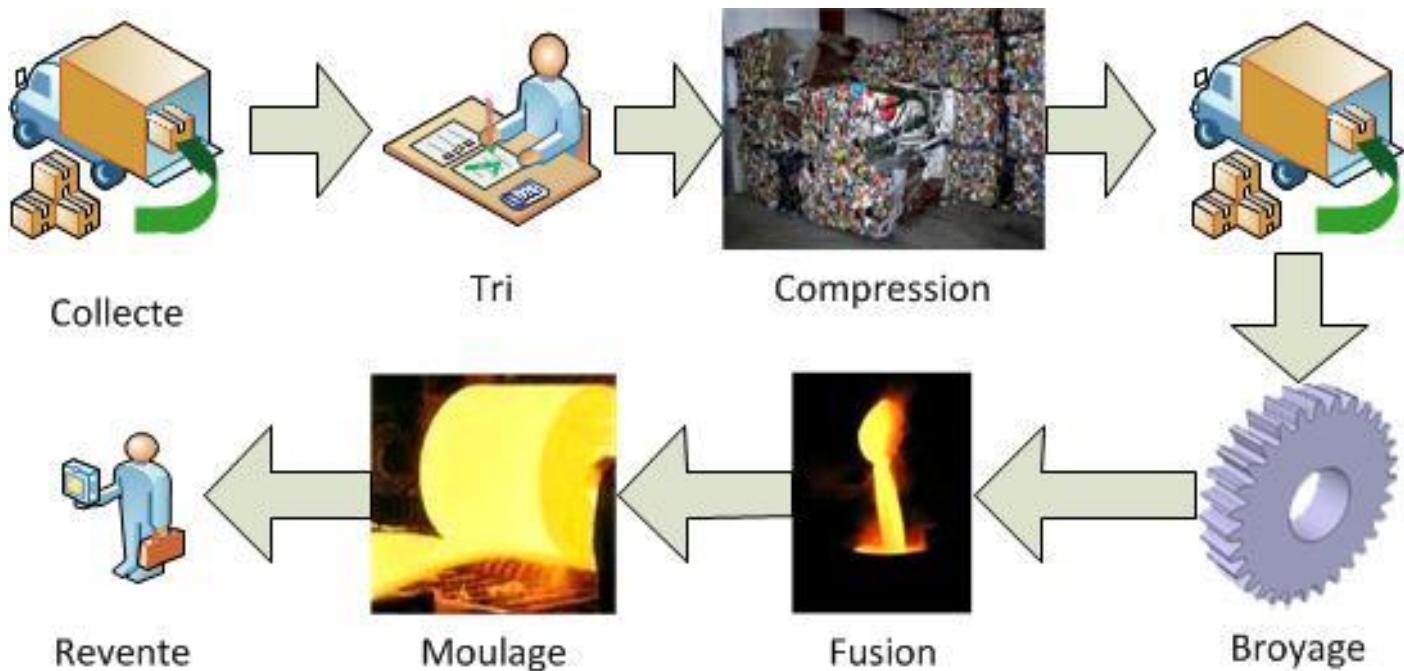
Contrairement aux composés organiques, les métaux ne sont pas biodégradables par les micro-organismes. Cette caractéristique engendre certains problèmes de gestion de la contamination métallique. En effet, le sort des métaux dans l'environnement pose de grands défis analytiques ; les métaux se retrouvent sous plusieurs formes dans le sol et dans l'eau (complexe avec la matière organique du sol, avec les minéraux, précipitation, ions libres, etc.) complexifiant les prédictions de toxicité et d'écotoxicité.

	Années de réserves (croissance=0%)	Années de réserves (croissance=3%)
Aluminium	164	59
Argent	22	17
Charbon	113	49
Cobalt	77	40
Cuivre	43	28
Etain	19	15
Fer	73	39
Gaz	59	34
Nickel	44	28
Or	19	15
Pétrole	50	31
Platine et Palladium	165	60
Plomb	19	15
Tantale	152	57
Terres rares	846	109
Tungstène	43	28
Zinc	58	33

Source des données (réserves et consommations) : USGS2012 et EIA



Heureusement, les grands métaux étant globalement recyclables, l'énergie nécessaire au recyclage est bien moindre que l'énergie nécessaire à la fabrication du métal neuf. Par exemple, pour l'acier, l'énergie nécessaire au recyclage représente 25 à 40 % de l'énergie nécessaire à la production du métal primaire. Pour l'aluminium, dont la production à l'état primaire nécessite beaucoup d'énergie, ce pourcentage n'est que 4 à 5 %.



## II) Les réactions d'oxydoréduction

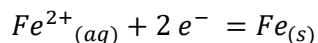
### 1. Couple oxydant/réducteur

Chaque demi-équation d'oxydoréduction met en jeu un couple d'un même élément à deux degrés d'oxydation différent. Par exemple le couple  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  est un couple oxydant/réducteur.

**L'oxydant** est celui qui va recevoir les électrons. C'est celui avec le plus haut degré d'oxydation dans le couple.

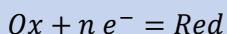
**Le réducteur** est celui qui donne les électrons. (Il réduit car il fournit des électrons chargés négativement)

Par exemple la demi-équation entre le couple  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  est :



De gauche à droite, le degré d'oxydation diminue (II) à (0), donc il s'agit d'une **réduction**. De droite à gauche, la réaction est une réaction d'**oxydation**.

En règle générale une demi-équation d'oxydoréduction d'un couple Ox/Red s'écrit :



Où n est le nombre d'électrons échangés.

Par convention, on utilise le signe « = ».

Les lois de conservation de la matière et des charges électriques sont toujours en vigueur dans ce genre d'équation.

### 2. Transfert d'électrons

Les électrons n'existant pas seuls, ces réactions n'existent pas en tant que telles. Les électrons doivent être transférés d'un couple à l'autre. Cela peut se faire de deux façons :

- Le transfert direct

Pour pouvoir avoir lieu, ces réactions au même endroit et en même temps pour que l'échange d'électron soit direct. C'est-à-dire que les deux couples soient en contact.

- Le transfert indirect

C'est le cas dans une pile. L'une des demi-équation à lieu dans l'une des électrodes et l'autre dans l'autre. Le transfert d'électron se fait par l'intermédiaire d'un circuit électrique extérieur. Si le circuit n'est pas fermé, le transfert ne se fait pas.

### 3. Equation de la réaction d'oxydoréduction

L'équation de la réaction d'oxydoréduction se déduit des deux demi-équations redox pour un transfert direct ou indirect des électrons.

Les électrons ne doivent pas apparaître dans l'équation de réaction d'oxydoréduction.

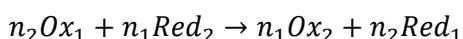
Ainsi une équation de réaction d'oxydoréduction s'écrit comme la réaction d'un oxydant d'un couple avec le réducteur d'un autre couple. Par convention, on l'écrit avec une flèche «  $\rightarrow$  ».

#### Cas général :

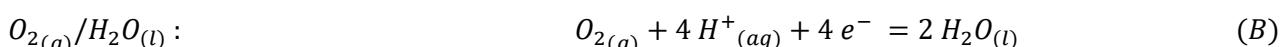
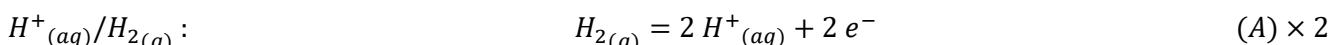
On prend deux couples oxydant/réducteur



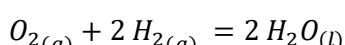
Alors l'équation de la réaction d'oxydoréduction sera :



#### Exemple :



Pour obtenir l'équation de la réaction d'oxydoréduction il faut enlever les électrons. Pour cela nous allons faire en sorte qu'il y en ait autant à gauche et à droite de la flèche. Pour cela, il faut multiplier la première équation (A) par deux et l'additionner à la seconde. Ainsi nous aurons quatre électrons de part et d'autre de l'équation.



## III) Action des acides et des bases sur les métaux

### a. Caractérisation des acides et des bases

#### 1. Caractéristiques des acides

Les **acides** sont présents dans beaucoup de produits du quotidien, dans les produits ménagers mais aussi dans les fruits et les boissons.

Quelques exemples d'acides :



Figure 1 : Quelques exemples d'acides

Nom de l'acide	Formule de la molécule	Exemple
Acide chlorhydrique	$HCl$	Produit ménager
Acide nitrique	$HNO_3$	Engrais
Acide sulfurique	$H_2SO_4$	Accumulateur
Acide carbonique	$H_2CO_3$	Eau gazeuse

On remarque que les acides possèdent tous des atomes d'hydrogène. **Selon la définition de Brönsted, un acide est une espèce chimique qui est capable de céder un ion  $H^+$ .**

## 2. Réaction entre l'acide chlorhydrique et les métaux

Regardons les réactions entre l'acide chlorhydrique et différents métaux.



Figure 2 : Réaction entre l'acide chlorhydrique et du fer (gauche) ou du zinc (droite)

Dans la plupart des cas, le contact entre un acide comme l'acide chlorhydrique et un métal provoque l'apparition de bulles de gaz et une dégradation du métal. Lorsque l'on met ce gaz en contact avec une flamme, un bruit caractéristique du dihydrogène  $H_2$  a lieu.

Après évaporation de mélange de métal et d'acide, il reste un solide métallique qui correspond au chlorure du métal : comme du chlorure de fer (II) ou du chlorure de zinc (II). Toutes ces informations montrent que la réaction entre un acide et un métal est la suivante :

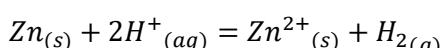
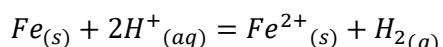


Figure 3 :  $FeCl_2$

## 3. Les métaux nobles

Il existe certains métaux qui ne réagissent pas avec les acides ou les bases, on les appelle les **métaux nobles**. Ils ne sont également pas soumis à la corrosion.



Figure 4 : Or, argent, platine : quelques métaux nobles

## IV) L'action de l'air sur les métaux

### a. La corrosion des métaux à l'air libre

Lorsque certains métaux sont laissés au contact de l'air, ils subissent une altération appelée la **corrosion**. Il s'agit d'une réaction chimique ayant lieu entre le métal et le dioxygène de l'air (aidée par l'humidité).



Certains métaux comme l'aluminium ou le zinc, se corrodent uniquement en surface en créant une surface protectrice qui empêchent la destruction totale du métal. On parle de **passivation**.

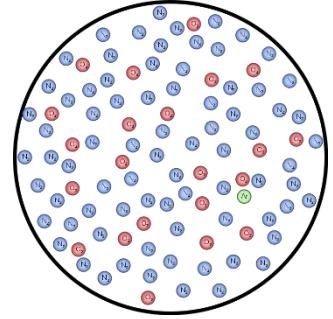
A l'inverse, certains métaux comme le fer se corrodent en formant une couche perméable ce qui va permettre au dioxygène d'aller jusqu'au cœur du métal et détruire totalement ce dernier.

### b. Etude de la corrosion du fer : la rouille

#### 1. Rappel : composition de l'air

L'air est composé à 78 % de diazote N<sub>2</sub>, 21 % de dioxygène O<sub>2</sub> et 1 % d'autres gaz.

La corrosion est due à la présence du dioxygène O<sub>2</sub> dans l'air. La réaction chimique de corrosion est une **oxydation**.



#### 2. Condition de formation de la rouille

La formation de la **rouille** est une réaction d'oxydation du fer. Elle nécessite la présence de fer, de dioxygène et d'eau pour avoir lieu. Le fer est sous forme oxydé à l'état naturel, il faut le chauffer dans de hauts fourneaux pour obtenir du fer pur.

Il existe plusieurs formes de fer oxydé : l'oxyde de fer (II) FeO, l'oxyde de fer (II, III) Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> et l'oxyde de fer Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> appelé la rouille.

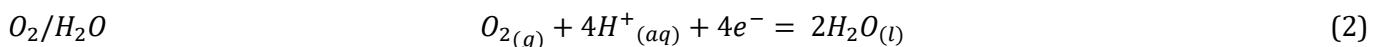
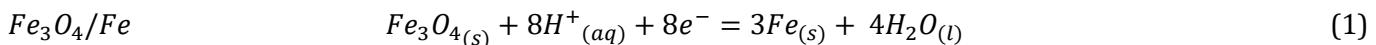
Les couples oxydant/réducteur mis en jeu ici sont : Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>/Fe et O<sub>2</sub>/H<sub>2</sub>O.



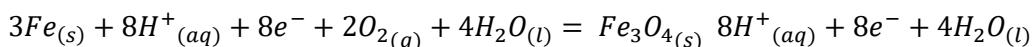
#### 3. Bilan de la corrosion du fer

Les conséquences de la rouille sont très importantes car on considère que plus de 15 % de la production d'acier ne sert qu'au remplacement de pièces rouillées. C'est pour cela qu'il est primordial de protéger les productions en fer avec des méthodes actives ou passives que nous verrons plus loin.

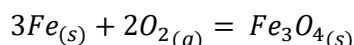
Intéressons-nous à la réaction de formation de la rouille. Les deux demi-équations associées aux couples oxydant/réducteur sont :



En multipliant l'équation (2) par 2 et en soustrayant l'équation (1), on obtient l'équation de formation de la rouille :



Que l'on peut simplifier par :



### c. Corrosion de l'aluminium

La corrosion de l'aluminium est particulière car la couche d'oxyde d'aluminium  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (appelée aussi alumine) forme une couche imperméable à l'air qui protège le reste du métal. On parle de **passivation**.

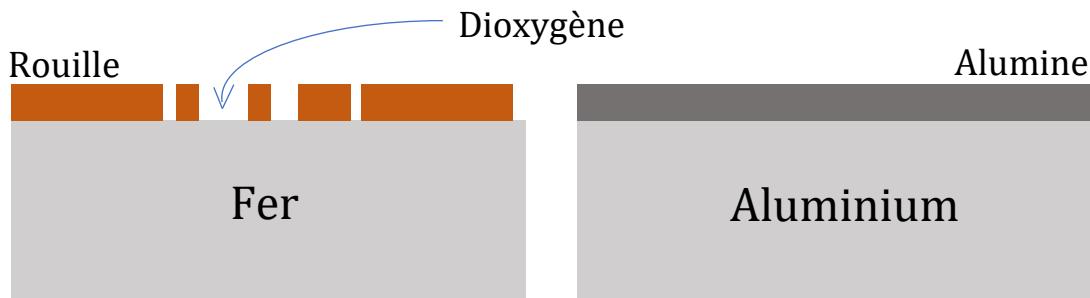


Figure 5 : Corrosion du fer et de l'aluminium

Grâce à ce phénomène de passivation, il n'est pas nécessaire de protéger l'aluminium de la corrosion. C'est pour cela que ce métal est très utilisé dans les emballages et dans la réalisation d'objets extérieurs comme les antennes ou le mobilier urbain.

## V) Protection des métaux contre la corrosion

### a. La protection naturelle

Comme expliqué précédemment certains métaux ne sont pas sensibles à la corrosion comme les métaux nobles et d'autres se passivent pour stopper cette corrosion. Pour tous les autres métaux, il faut les protéger de ce phénomène, pour cela il existe plusieurs méthodes.

### b. Une protection artificielle

#### 1. Les peintures et les vernis

L'aluminium est protégé de la corrosion grâce à une fine couche d'alumine à sa surface. On peut protéger les métaux en partant de la même idée. En appliquant une couche de peinture ou de vernis imperméable, le métal sera protégé du dioxygène. C'est le cas pour les cannettes de boissons mais également pour les portails, les gonds extérieurs, etc.



#### 2. Fabrication d'alliages résistant à la corrosion

Un **alliage** est un mélange homogène de plusieurs métaux. En les mélangeant on peut obtenir de nouvelles propriétés.

Alliage	Composition	Utilisation
Acier	Fer + Carbone (< 2 %)	Poutres, câbles, clous, etc.
Fonte	Fer + Carbone (2 à 6 %)	Radiateurs, cocottes
Laiton	Cuivre + Zinc (10 à 40 %)	Matériel électrique, robinetterie
Bronze	Cuivre + étain (5 à 25 %)	Statues, cloches
Duralumin	Aluminium + cuivre (4 %) + magnésium (1 %)	Fenêtres, portes, cadre de vélo

#### 3. Le traitement de surface par électrochimie : anodisation

Il est possible de déposer un revêtement métallique comme l'alumine sur le métal à protéger par un procédé électrochimique. En utilisant un courant électrique important, une couche d'un métal choisi vient se déposer de façon uniforme sur une surface à protéger, la protégeant ainsi de la corrosion.

Exemples :

- La **chromisation** : Dépot de chrome sur des pièces en acier (Enjoliveurs)
- Le **nickelage** : Dépot de nickel (Outils, couverts)
- La **galvanisation** : Dépot de zinc (Tôle galvanisée)



Figure 6 : Tôle en acier galvanisé

## VI) Les aciers inoxydables

### a. Les aciers inoxydables

Les **acières inoxydables**, couramment appelés les inox, jouent un grand rôle dans d'innombrables domaines : vie quotidienne, industrie mécanique, agroalimentaire, chimie, transports, médecine, chirurgie, etc.

Ce sont des aciers, alliages de **fer et de carbone**, auxquels on ajoute essentiellement du **chrome** qui, au-delà de 10,5 % en solution (selon la teneur en carbone) dans la matrice, provoque la formation d'une **couche protectrice d'oxyde de chrome** qui confère à ces aciers leur inoxydabilité.

Plusieurs autres métaux peuvent être ajoutés à l'alliage pour obtenir des propriétés différentes. Le nickel améliore les propriétés mécaniques, le vanadium ou le tungstène permet la résistance aux hautes températures.

### b. Les alliages

Un **alliage** est la combinaison d'un élément métallique avec un ou plusieurs métaux par fusion.

Les caractéristiques mécaniques des métaux purs sont la plupart du temps relativement faibles. Le fait d'ajouter d'autres éléments permet de « durcir » le métal en augmentant ses caractéristiques mécaniques.

Les éléments d'alliage sont le plus souvent des métaux, mais peuvent également être d'autres éléments chimiques tels que le carbone dans l'acier ou la fonte, le silicium dans l'aluminium, etc.

Les principaux alliages à connaître sont :

- Fonte : fer + carbone (à plus de 1,7 % et jusqu'à 4 % en masse de carbone)
- Acier : fer + carbone (à moins de 2,1 % en masse de carbone)
- Bronze : cuivre + étain
- Acier inoxydable : fer + carbone + nickel + chrome
- Laiton : cuivre + zinc



Figure 7 : Tubes en inox

## Je m'entraîne

### Quiz

▶ Pour chaque question, cocher la ou les réponse(s) exacte(s).

9 On considère la demi-équation redox suivante :  
 $a \text{I}_2(\text{aq}) + b \text{e}^- = c \text{I}^-(\text{aq})$ .

Le diiode  $\text{I}_2$  est :

a. l'oxydant     b. l'acide     c. le réducteur

10 Dans la demi-équation redox ci-dessus, les nombres stœchiométriques ajustés sont :

a.  $a = 1$  ;  $b = 1$  ;  $c = 1$   
 b.  $a = 1$  ;  $b = 2$  ;  $c = 2$   
 c.  $a = 1$  ;  $b = 1$  ;  $c = 2$

11 On considère les couples oxydant / réducteur suivants :  
 $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$  et  $\text{I}_2(\text{aq}) / \text{I}^-(\text{aq})$ .

Le diiode  $\text{I}_2$  peut réagir avec les ions :

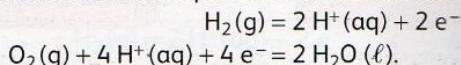
a.  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$      b.  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$      c.  $\text{I}^-(\text{aq})$

12 Les demi-équations redox mettant en jeu l'élément fer sont les suivantes :

$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$   
 $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{Fe}(\text{s})$

a.  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  et  $\text{Fe}(\text{s})$  sont des réducteurs  
 b.  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$  et  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  sont des oxydants  
 c.  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) / \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  et  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) / \text{Fe}(\text{s})$  sont les couples oxydant / réducteur associés

13 Pour modéliser le fonctionnement d'une pile à combustible, on écrit les demi-équations redox suivantes :



L'équation de la réaction d'oxydoréduction est :

a.  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$   
 b.  $2 \text{H}_2\text{O}(\ell) = 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$   
 c.  $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

#### Exercice 1 SC1

Écrire les demi-équations électroniques de l'or, du mercure, du fer (II) et du lithium. Expliquer lesquelles sont des oxydations.

#### Exercice 2 SC1

Écrire les demi-équations électroniques des couples  $\text{H}^+ / \text{H}_2$  et  $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$ . Expliquer lesquelles sont des réductions.

#### Exercice 3 SC3 S1

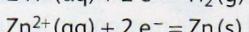
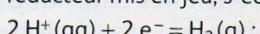
Écrire l'équation des réactions entre l'acide chlorhydrique et le fer (III), puis le plomb et enfin avec le lithium.

#### Exercice 4 SC3 SC4 S1 S2

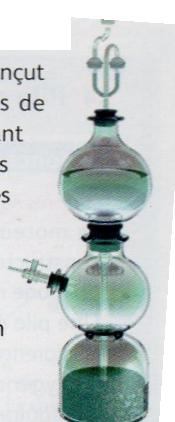
Écrire l'équation des réactions entre l'acide chlorhydrique et l'or. Cette réaction a-t-elle vraiment lieu ? Pourquoi ?

#### Exercice 5 SC2 SC3

Au milieu du XIX<sup>e</sup> siècle, Petrus Jacobus Kipp conçut un appareil très utilisé dans les laboratoires de chimie pour produire du dihydrogène en faisant réagir de l'acide chlorhydrique sur du zinc. Les deux demi-équations redox associées aux couples oxydant / réducteur mis en jeu, s'écrivent :



Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction correspondante.



Oxydant	Couple	Réducteur
ion or .....	$\text{Au}^{3+} / \text{Au}$	.....or
ion platine II.....	$\text{Pt}^{2+} / \text{Pt}$	.....platine
ion mercure II.....	$\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}$	.....mercure
ion argent.....	$\text{Ag}^+ / \text{Ag}$	.....argent
ion cuivre II.....	$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	.....cuivre
ion hydrogène.....	$\text{H}^+ / \text{H}_2$	...dihydrogène
ion plomb.....	$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$	.....plomb
ion étain.....	$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$	.....étain
ion nickel.....	$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$	.....nickel
ion fer II.....	$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	.....fer
ion zinc.....	$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	.....zinc
ion aluminium.....	$\text{Al}^{3+} / \text{Al}$	.....aluminium
ion magnésium.....	$\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$	.....magnésium
ion sodium.....	$\text{Na}^+ / \text{Na}$	.....sodium
ion potassium.....	$\text{K}^+ / \text{K}$	.....potassium
ion lithium.....	$\text{Li}^+ / \text{Li}$	.....lithium

#### Exercice 6 SC2

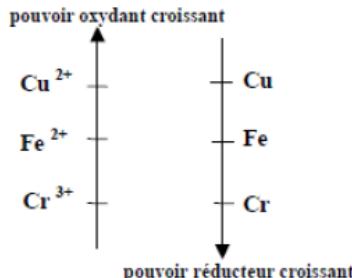
Les accumulateurs nickel-cadmium sont très largement utilisés. Lorsqu'ils jouent le rôle de générateur, l'équation de réaction s'écrit :



Quels sont les couples mis en jeu lors de cette réaction ? Justifier.

### Exercice 7 SC1 SC2 SC3 SC4

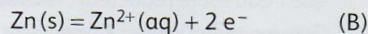
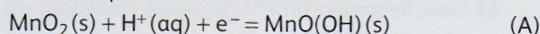
Une œuvre d'art en fer doit être protégée contre la corrosion.



- En considérant les couples rédox de la classification ci-contre, compléter les phrases suivantes avec l'un des mots oxydant ou réducteur.
  - Le cuivre est le métal le moins .....
  - Le cation  $\text{Fe}^{2+}$  est plus ..... que la cation  $\text{Cr}^{3+}$  ;
  - Les cations  $\text{Cu}^{2+}$  et  $\text{Fe}^{2+}$  sont les ..... des couples rédox  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  et  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ .
- On considère les couples rédox  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  et  $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}$ .
  - Ecrire les demi-équations des couples.
  - Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre ces deux couples.
  - Déduire de ce qui précède le métal (cuivre ou chrome) le plus adapté pour protéger le fer contre la corrosion.

### Exercice 8 SC3

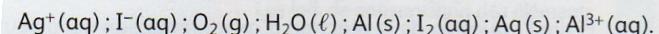
Lors du fonctionnement d'une pile saline Leclanché, les transformations qui ont lieu au niveau des électrodes, sont modélisées par les deux demi-équations redox suivantes :



Écrire l'équation de réaction d'oxydoréduction correspondante.

### Exercice 9 SC2

Associer les espèces chimiques suivantes deux à deux pour former des couples oxydant / réducteur :

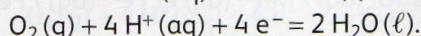
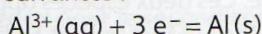


### Exercice 10 SC1 SC3 SC6 S3

L'aluminium, très oxydable, présente cependant une très forte résistance à la corrosion. En effet, au contact du dioxygène de l'air, il se recouvre d'une très fine couche d'alumine  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Industriellement, il est possible d'augmenter l'épaisseur de cette couche jusqu'à 20  $\mu\text{m}$ . L'aluminium est alors protégé par la couche d'oxyde de toute corrosion supplémentaire. Comme la couche d'oxyde peut être colorée, ce métal est largement utilisé en architecture (comme ci-contre, à Leeds en Angleterre).



a. Lors de l'oxydation de l'aluminium, les transformations qui ont lieu à la surface métallique, sont modélisées par les deux demi-équations redox suivantes :



Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction correspondante.

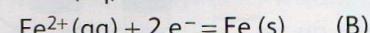
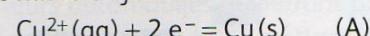
b. L'alumine est le produit de la réaction entre les ions  $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$  et l'eau. Des ions hydrogène  $\text{H}^+(\text{aq})$  sont formés.

Écrire l'équation de réaction modélisant cette transformation.

c. En déduire l'équation de la réaction modélisant l'ensemble des transformations qui conduisent de l'aluminium à l'alumine.

### Exercice 11 SC1 SC2 SC3 SC4 S3

Pour lutter contre la corrosion et pour des raisons esthétiques, il est parfois nécessaire de recouvrir un métal par un autre métal. Pour déposer du cuivre sur du fer, on peut plonger un objet en fer dans une solution contenant des ions cuivre  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ . Les demi-équations mises en jeu sont :



a. Lors de cette transformation, quel est l'oxydant ? Quel est le réducteur ?

#### Décrypter les questions

> Donner la définition d'un oxydant et d'un réducteur. Conclure sur le rôle des ions cuivre et des atomes de fer.

b. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui a lieu.

> Combiner les deux demi-équations redox afin que les électrons n'apparaissent pas dans l'équation de la réaction.

c. La présence de cuivre à la surface de l'objet interrompt la réaction ; le dépôt de cuivre sur l'objet est donc très mince. Proposer une explication pour rendre compte de ce phénomène.

> Faire un schéma de la surface de fer en contact avec la solution et montrer comment le transfert direct d'électrons est possible. Faire un autre schéma sur lequel figure la surface de fer recouverte de cuivre. Conclure.

### Exercice 12

SC2

SC3

S3

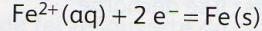
Les carrosseries des moyens de transport sont majoritairement fabriquées en acier, un alliage de fer et de carbone. Or, le fer est facilement corrodé, ce qui réduit considérablement la durée de vie des objets composés d'acier.



Au laboratoire, on procède à l'expérience suivante. Dans un tube à essais, on verse un gel incolore contenant une solution aqueuse ionique, de la phénolphtaléine (incolore en milieu acide et rose en milieu basique), et un indicateur coloré qui devient bleu en présence d'ions  $\text{Fe}^{2+}$  (aq). On introduit dans le tube à essais un clou en fer décapé et assez long pour que son extrémité supérieure reste à l'air. Après une heure d'attente, on constate que le gel a changé de couleur, comme indiqué ci-contre.

a. À partir de l'analyse des résultats de cette expérience, déduire la nature des produits de cette transformation.

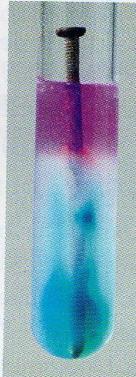
b. Les demi-équations redox modélisant les réactions qui ont lieu respectivement près de la surface libre du clou et près de sa pointe, s'écrivent :  $\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4 \text{e}^- = 4 \text{HO}^-(\text{aq})$



Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui a lieu.

c. Pourquoi parle-t-on de « pile de corrosion » ?

d. Décrire ce qui pourrait se passer si des pylônes de ponts en acier étaient immergés sans avoir été préalablement protégés contre la corrosion. Pourrait-on se rendre compte du phénomène et du danger encouru ? Justifier.

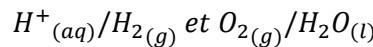


### Exercice 14

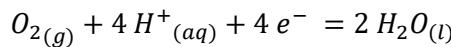
SC3

Les moteurs de l'E-plane, inventé et construit par Airbus, sont alimentés par une pile à combustible de type PEMFC (Proton Exchange Membrane Fuel Cell : pile à combustible à membrane échangeuse de protons). Cette pile fonctionne grâce à la réaction chimique entre du dihydrogène et du dioxygène.

Les couples redox impliqués dans cette réaction sont :



La demi-équation redox pour le second couple est :



1. Ecrire la demi-équation redox associée au premier couple.
2. Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui a lieu lorsque la pile fonctionne.

### Exercice 13

SC1

SC3

L'eau de Javel est un produit d'entretien courant. Il s'agit d'une solution désinfectante, bactéricide, fongicide et virucide. Elle a en outre des propriétés désodorisantes, décolorantes et blanchissantes.

#### • Au contact d'un acide, dégage un gaz toxique.



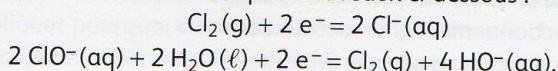
- Conserver hors de portée des enfants.
- Irritant pour les yeux et la peau.
- Au contact d'un acide, dégage un gaz toxique.
- Éviter le contact avec les yeux.
- Après contact avec les yeux ou la peau, laver immédiatement et abondamment avec de l'eau.

- En cas de contact avec les yeux, consulter un spécialiste.
- En cas d'ingestion, consulter immédiatement un médecin (ou le Centre Anti-poisons) et lui montrer l'emballage.
- Ne pas faire vomir.
- Attention ! Ne pas utiliser en combinaison avec d'autres produits : des gaz dangereux (chlore) peuvent se libérer.

#### 1. Préparation de l'eau de Javel

Le principe actif de l'eau de Javel est l'ion hypochlorite  $\text{ClO}^-(\text{aq})$ . Il est obtenu par barbotage de dichlore,  $\text{Cl}_2(\text{g})$ , dans une solution basique qui contient des ions hydroxyde  $\text{HO}^-(\text{aq})$ .

a. Écrire l'équation de la réaction de préparation de l'eau de Javel en utilisant les demi-équations redox ci-dessous :



b. Quelles espèces chimiques contient l'eau de Javel ? ~~Laquelle~~ possède des propriétés oxydantes ?

#### 2. Précaution d'emploi

Anita décide de détartrer et de désinfecter sa douche. ~~Elle a choisi d'employer de l'eau de Javel et un détartrant qui contient un acide. Ayant l'habitude d'utiliser de l'eau de Javel, elle n'a malheureusement pas pris la précaution de lire l'étiquette de la bouteille.~~

Après avoir mélangé les deux espèces chimiques, elle commence à suffoquer et doit aérer la pièce où elle se trouve.

a. Quand on mélange l'eau de Javel et le détartrant, une réaction d'oxydoréduction a lieu entre les ions chlorure et les ions hypochlorite en présence des ions  $\text{H}^+(\text{aq})$  apportés par l'acide. De l'eau est également produite.

Écrire l'équation de cette réaction d'oxydoréduction.

b. En déduire la nature du gaz toxique qui se dégage.

c. Imaginer un logo qui permettrait de signaler le danger de mélanger eau de Javel et une solution acide, et qui serait imprimé sur l'étiquette des berlingots et bouteilles d'eau de Javel.



### Exercice 15

SC4

SC6

S1

S4



Ci-contre se trouve la tour en acier Corten par Wim Delvoye, devant l'hôtel Biron, au musée Rodin.

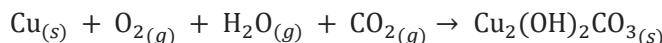
1. Expliquer la teinte orangée des motifs de la surface de l'œuvre.
2. Quels sont les constituants de l'acier utilisé par Wim Delvoye ?
3. Quel autre métal proche aurait-il pu utiliser pour éviter ce phénomène de dégradation ? Citer les constituants de ce métal.

### Exercice 16

SC6

Le cuivre est un métal de couleur orangé à l'état naturel. Cependant, de nombreuses sculptures en bronze, comme la Statue de la Liberté ont une teinte bleu-vert. Cette teinte peut se produire naturellement ou être provoquée à l'aide de produits.

1. Le cuivre est un très proche d'un métal noble. Expliquer ce terme.
2. En présence de dioxygène, le cuivre devient brun noir à cause d'un oxyde de cuivre CuO. Ecrire la réaction d'oxydation.
3. En bord de mer où l'air est très humide, la réaction de corrosion peut être la suivante :



Le produit de cette réaction s'appelle le vert-de-gris. Equilibrer cette réaction.

4. Il est possible de réaliser cette réaction à l'aide de produits, on parle de patinage du cuivre. Citer deux intérêts de ce patinage.



### Exercice 17

SC4

SC7

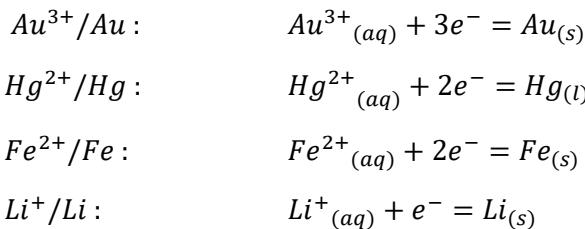
Sur l'image ci-contre, un câble de tyrolienne est dans un serre-câble. L'un des écrous a été remplacé lors de la mise en place.

1. Expliquer la différence entre les deux écrous.
2. En quelle matériau est le câble et le serre-câble. Citer les constituants de ce matériau.
3. A votre avis, en quel matériau est l'écrou de gauche ?
4. Quel est phénomène n'a pas prévu le technicien en remplaçant l'écrou ?
5. Quel est le risque de ce phénomène ?



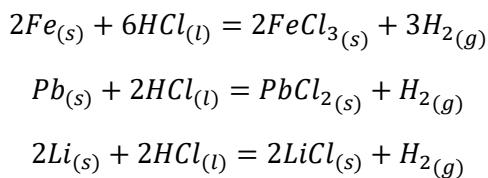
## Je me corrigé

### Exercice 1



### Exercice 3

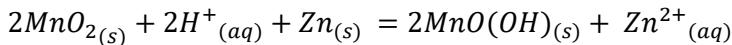
On sait que la réaction entre un métal est un acide donne du dihydrogène  $H_2$  est le sel du métal associé.



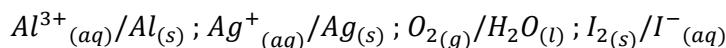
### Exercice 6

Les couples sont :  $Cd^{2+}/Cd$  et  $Ni^{2+}/Ni$  car on voit dans l'équation d'oxydoréduction que l'oxydant  $Cd^{2+}$  réagit avec le réducteur Ni pour former du Cd et l'oxydant  $Ni^{2+}$ .

### Exercice 8

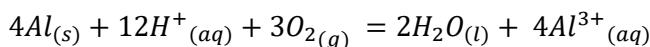


### Exercice 9

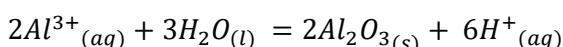


### Exercice 10

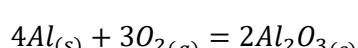
a.



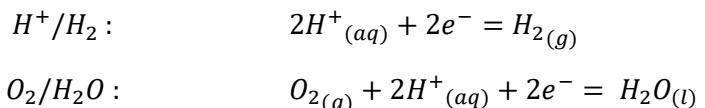
b.



c.

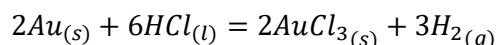


### Exercice 2



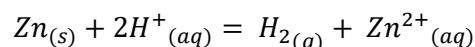
### Exercice 4

On sait que la réaction entre un métal est un acide donne du dihydrogène  $H_2$  est le sel du métal associé.



L'or étant un métal noble, il ne réagit pas en présence d'un acide. Cette réaction n'a donc pas lieu.

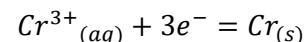
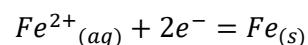
### Exercice 5



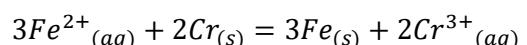
### Exercice 7

1.
  - Réducteur
  - Oxydant
  - Oxydants
- 2.

a.



b.



- c. Le chrome est le plus adapté à la protection du fer car si le fer s'oxyde il réagit avec le chrome solide pour former du fer solide.

### Exercice 11

- a. Les ions  $Cu^{2+}$  et  $Fe^{2+}$  sont des oxydants car ils reçoivent des électrons de la part des réducteurs.
- b.  $Cu^{2+}_{(aq)} + Fe_{(s)} = Cu_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)}$
- c. Le cuivre n'est pas poreux donc il ne laisse pas les ions  $Cu^{2+}$  rentrer en contact avec le fer.

### Exercice 12

- La partie basse du clou est bleu ce qui montre la présence d'ions  $\text{Fe}^{2+}$  due à la corrosion du clou. La partie haute du clou est rose ce qui montre un milieu basique due aux ions hydroxydes  $\text{HO}^-$ .
- $2\text{Fe}_{(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{O}_{2(g)} = 4\text{HO}^-_{(aq)} + 2\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$
- On observe que la corrosion se fait au fond de l'eau et non à la surface donc la corrosion des pylônes ne serait pas visible hors de l'eau.

### Exercice 13

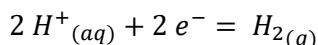
- Préparation de l'eau de Javel
  - $4\text{HO}^-_{(aq)} + 2\text{Cl}_{2(g)} = 2\text{ClO}^-_{(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2\text{Cl}^-_{(aq)}$
  - L'eau de Javel contient de l'eau, des ions hypochlorites et des ions chlorures. Ce sont les seconds qui ont des propriétés oxydantes.
- Précaution d'emploi
  - $\text{ClO}^-_{(aq)} + 2\text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)} = \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{Cl}_{2(g)}$
  - Du dichlore est libérée, c'est un gaz très toxique.



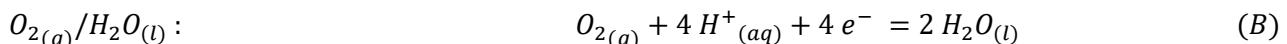
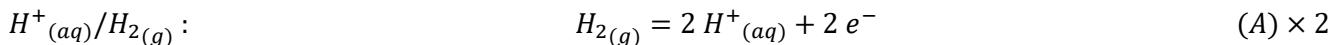
c.

### Exercice 14

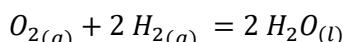
- La demi-équation associée au couple  $\text{H}^+_{(aq)}/\text{H}_{2(g)}$  est :



- On cherche l'équation de la réaction d'oxydoréduction. On a les demi-équations suivantes :



L'équation de la réaction est obtenue en combinant les deux équations précédentes.



### Exercice 15

- La tour étant en acier, la teinte orangée est due à la rouille.
- L'acier utilisé est un alliage de fer et de quelques pourcents de carbone.
- Pour éviter la rouille, l'artiste aurait pu utiliser un acier inoxydable qui est un alliage d'acier (fer et carbone) et de plus de 11,5% de chrome.

### Exercice 16

- Un métal noble est un métal qui ne subit pas la corrosion et ne réagit pas aux acides.
- La réaction d'oxydation est :
$$2\text{Cu}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} = 2\text{CuO}_{(s)}$$
- La réaction équilibrée est :
$$2\text{Cu}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{CO}_{2(g)} \rightarrow \text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_{3(s)}$$
- Le vert-de-gris a une couleur bleu/vert qui peut être plus esthétique que l'oxyde de cuivre brun/noir. De plus, cet oxyde protègera l'œuvre d'une corrosion plus profonde.

## Exercice 15

1. L'écrou de gauche est rouillé alors que l'écrou de droite non.
2. Le câble et le serre-câble sont à l'extérieur et ne sont pas rouillés, ils sont donc en acier inoxydable. C'est un alliage d'acier (fer et carbone) et de plus de 11,5% de chrome.
3. L'écrou de gauche étant rouillé, il doit être simplement en acier.
4. Le technicien n'a pas prévu la corrosion de l'écrou en acier.
5. Le risque ici est que l'écrou casse et relâche le serre-câble ce qui risque de provoquer un accident pour la personne utilisant la tyrolienne.

CHCl<sub>3</sub>   HCl   Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>   Fe   CO<sub>2</sub>   CO<sub>2</sub>   H<sub>2</sub>O

H<sub>2</sub>O   H<sub>2</sub>S   SO<sub>2</sub>   Cu<sub>2</sub>S   Cu<sub>2</sub>O   KClO<sub>3</sub>

Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>   AlCl<sub>3</sub>   ZnS   ZnO   P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

3   3   3   4   4   2   7   4   6   3   2   3   2   2   3

2   6   2   2   3   3   3   2   3   2   3   2   2



# Ma fiche de synthèse