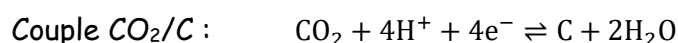
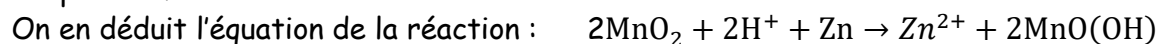
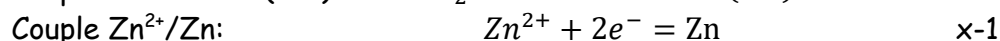
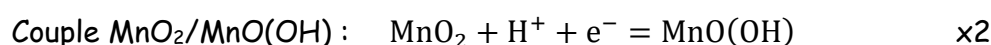


Correction de quelques exercices du chapitre 2 : Oxydoréduction
Exercice 22 : Analyser une expérience

- a. Les couples oxydant-réducteur qui interviennent dans cette réaction sont $\text{Fe}_2\text{O}_3/\text{Fe}$ et $\text{Al}_2\text{O}_3/\text{Al}$.
- b. $\text{Fe}_2\text{O}_3/\text{Fe}$: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Al}_2\text{O}_3/\text{Al}$: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{O}$

Exercice 25 : Déterminer le rôle oxydant ou réducteur d'une espèce


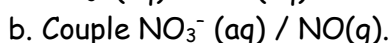
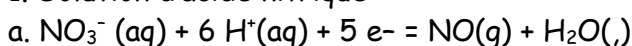
Le carbone subit une perte d'électron. Il joue donc le rôle de réducteur lors de cette réaction.

Exercice 30 : Apprendre à rédiger

Exercice 31 : Analyser une expérience

- a. Au cours de cette réaction, le cuivre Cu s'est transformé en ion cuivre Cu^{2+} . Il a donc cédé des électrons.
- b. Au cours de la réaction, il y a eu formation de dioxyde d'azote. Le cuivre a donc échangé des électrons avec l'ion nitrate, NO_3^- .
- c. Couple Cu^{2+}/Cu : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$ x-1
 Couple $\text{NO}_3^-/\text{NO}_2$: $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ x2
- d. On en déduit l'équation de la réaction : $\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

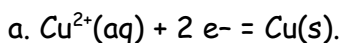
Exercice 43 : Gravure chimique

1. Solution d'acide nitrique

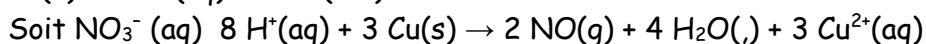
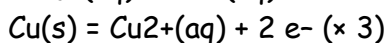
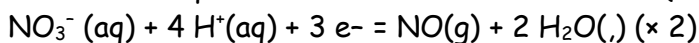


L'anion $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ est donc l'oxydant puisqu'il gagne des électrons.

2. Morsure du cuivre



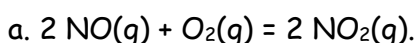
Les 2 demi-équations écrites avec les réactifs ($\text{NO}_3^-(\text{aq})$ et $\text{Cu}(\text{s})$ de la plaque) à gauche s'écrivent :



b. Le cuivre réagit à l'endroit où l'acide est en contact avec lui, donc à la surface du métal. Quand il réagit, du métal « disparaît » ainsi en surface, la plaque semble comme « mordue ».

c. Le vernis protège la plaque de toute réaction avec les ions $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ de la solution acide. Lorsque le dessin est tracé, le vernis est enlevé et laisse à cet endroit le cuivre nu qui ne réagit qu'au niveau du tracé lorsqu'on ajoute la solution acide : la plaque est alors gravée par action chimique.

3. Mesures de sécurité



b. Afin d'éviter de respirer les vapeurs toxiques, il faut se placer sous hotte, ou porter un masque et laisser une ventilation suffisamment

importante dans la pièce afin que ces vapeurs n'y stagnent pas.

4. Choix du cuivre

- Le bois est poreux, l'encre serait imbibée à sa surface.
- Le cuivre est un métal noble, mais moins cher que l'argent.

Exercice 45 : Photosynthèse et respiration

1.a. L'air est constitué de 79% de diazote et 21% de dioxygène.

1.b. Couple $CO_2/C_6H_{12}O_6$: $C_6H_{12}O_6 + 6H_2O = 6CO_2 + 24H^+ + 24e^- \quad \times 1$

Couple O_2/H_2O : $O_2 + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O \quad \times 6$

D'où l'équation de la réaction : $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$

1.c. En cas de non-renouvellement du dioxygène de l'air, la respiration aérobie pourrait ne plus avoir lieu, faute d'un des réactifs.

2.a. Equation de la réaction de photosynthèse : $6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$

2.b. L'espèce oxydante est le dioxyde de carbone. L'espèce qui subit l'oxydation est l'eau.

2.c. En cas de déforestation à outrance, le phénomène de photosynthèse est réduit, et le dioxygène consommé lors des réactions de respiration aérobie pourrait ne plus être compensé par le dioxygène formé par photosynthèse.

Exercice 46 : La bouteille bleue

a. Un oxydant est une espèce chimique susceptible capter des électrons.

b. Couple BM^+/BMH : $BM^+ + H^+ + 2e^- = BMH$.

Couple $RCO_2H/RCHO$: $RCO_2H + 2H^+ + 2e^- = RCHO + H_2O$

c. Équation de la réaction : $BM^+ + RCHO + H_2O \rightarrow BMH + RCO_2H + H^+$

d. Seul l'ion BM^+ est une espèce chimique colorée. Si la solution devient incolore, cela implique que l'ion BM^+ est le réactif limitant.

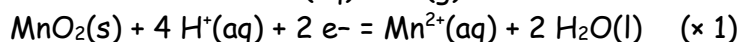
e. Dans un premier temps, la réaction entre l'ion BM^+ et le glucose consomme l'ion BM^+ : la solution perd sa couleur bleue.

Par la suite, au contact du dioxygène de l'air, BMH s'oxyde en ion BM^+ : la solution reprend sa couleur bleue.

f. Chaque recoloration de la solution consomme une partie du dioxygène contenu dans l'erlenmeyer hermétiquement fermé. Au bout de quelques cycles, tout le dioxygène contenu dans l'erlenmeyer est consommé, et la recoloration ne peut plus se produire.

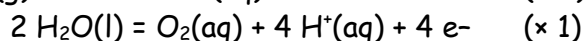
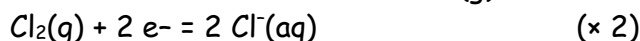
Exercice 47 : Attention ! Gaz dichlore !

1. Les deux réactifs sont l'ion chlorure $Cl^-(aq)$ et le dioxyde de manganèse $MnO_2(s)$.



Soit $MnO_2(s) + 4 H^+(aq) + 2 Cl^-(aq) \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 2 H_2O(l) + Cl_2(g)$

2. a et b. Les deux réactifs sont le dichlore $Cl_2(g)$ et l'eau $H_2O(l)$.

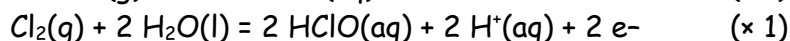


Les deux couples sont donc $Cl_2(aq) / Cl^-(aq)$ et $O_2(g) / H_2O(l)$.

Soit $2 Cl_2(g) + 2 H_2O(l) \rightarrow 4 Cl^-(aq) + O_2(g) + 4 H^+(aq)$.

c. Il s'agit du couple $HClO(aq) / Cl_2(g)$ (réducteur à droite du /).

d. $Cl_2(g) + 2 e^- = 2 Cl^-(aq) \quad (\times 1)$



Soit $2 Cl_2(g) + 2 H_2O(l) \rightarrow 2 Cl^-(aq) + 2 HClO(aq) + 2 H^+(aq)$.

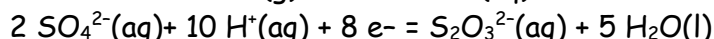
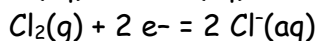
Après simplification : $Cl_2(g) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + HClO(aq) + H^+(aq)$.

Cette transformation est dangereuse car elle produit de l'acide hypochloreux $\text{HClO}(\text{aq})$ qui réagit avec les protéines cellulaires, provoquant la destruction de ces dernières et produisant alors des lésions et des œdèmes (**DOC. 2**).

3. a. L'un des couples fait apparaître l'élément chlore. On reconnaît le couple $\text{Cl}_2(\text{g}) / \text{Cl}^-(\text{aq})$. L'autre fait intervenir l'élément soufre avec l'ion thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ et l'ion sulfate $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$.

Comme $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ réagit avec $\text{Cl}_2(\text{g})$ oxydant de l'autre couple, c'est le réducteur.

Le couple est donc $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$



b. Soit n la quantité cherchée en ion thiosulfate. Soit n' celle en dichlore réagissant avec la quantité n de thiosulfate et V' le volume correspondant. En appelant V_t le volume par unité de temps (200 mL par minute) de gaz dichlore inspiré par le soldat, il vient :

$$n' = \frac{V'}{V_m} = \frac{V_t \times \Delta t}{V_m}$$

Or, d'après l'équation d'oxydoréduction, et en supposant que le dichlore et l'ion thiosulfate soient

limitant pour la même valeur d'avancement, il vient que : $\begin{cases} n - x_{\max} = 0 \\ n' - 4x_{\max} = 0 \end{cases}$ soit $n = \frac{n'}{4} = \frac{V_t \times \Delta t}{4 \times V_m}$

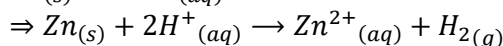
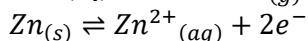
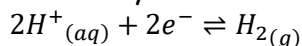
A.N. : le temps est converti en minutes et les volumes en litres.

$$n = \frac{200 \times 10^{-3} \times 5 \times 60}{4 \times 24} = 0,625 \text{ mol} = 0,6 \text{ mol}, \text{ en ne gardant qu'un chiffre significatif sachant}$$

qu'il vaut mieux qu'il y en ait davantage...

Exercice 48 : Ballon d'or

1. Une solution acide contenant l'ion H^+ oxyde le zinc, mais pas le cuivre. La réaction qui a lieu dans l'erenmeyer se fait donc entre les ions H^+ et le zinc.



2. D'après l'équation de la réaction entre les ions zinc et les ions oxonium ($\text{H}^+(\text{aq})$), on peut écrire,

$$\text{à l'état final, } n_{\text{Zn}} = n_{\text{H}_2} \Rightarrow \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_m} \Rightarrow m_{\text{Zn}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_m} M_{\text{Zn}}$$

$$\Rightarrow m_{\text{Zn}} = \frac{180 \cdot 10^{-3}}{24,0} \times 65,4 = 0,491 \text{ g.}$$

$$\Rightarrow \%_m(\text{Zn}) = \frac{m_{\text{Zn}}}{m_{\text{échantillon}}} \times 100 = \frac{0,491}{10,0} \times 100 = 4,91 \%$$

On a un pourcentage massique en zinc de l'échantillon de laiton légèrement inférieur à 5 %. Le laiton utilisé pour la fabrication du Ballon d'or est donc bien de couleur dorée.