

Introduction : Une réaction d'oxydo-réduction (on utilise parfois l'abréviation réd/ox) est une transformation de la matière à l'échelle atomique par déplacement d'électrons. C'est une réaction chimique s'accompagnant d'un courant électrique. Une réaction d'oxydo-réduction peut se décomposer en deux sous-étages : une oxydation et une réduction. De manière intuitive, on est tenté de définir une oxydation comme étant la combinaison d'un corps avec l'oxygène. Ainsi, pour Antoine Lavoisier, les réactions d'oxydation ou de réduction mettent nécessairement en jeu l'oxygène. Une oxydation est vue comme un gain d'oxygène, une réduction comme une perte d'oxygène. Voici dans ce cadre un exemple d'oxydation : $2 \text{Hg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{HgO}$ Et de réduction : $\text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{O}_2$ Cependant ce n'est qu'au XXe siècle, après la découverte de l'électron (J.J. Thomson, 1897) et l'introduction du modèle atomique de Bohr (1913) que les réactions chimiques ont été réexaminées à la lumière de ces nouveaux modèles et que des similitudes observées permirent de dégager progressivement le concept actuel d'oxydo-réduction qui s'exprime en termes de transferts d'électrons. Le travail a pour but de déterminer la tenue en fer dans le sel de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\text{FeSO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$.

PARTIE THÉORIQUE Définitions :

Dans une oxydo-réduction, l'élément qui perd un ou des électron(s) est appelé réducteur, l'élément qui gagne un ou des électron(s) est appelé oxydant. Le réducteur s'oxyde (réaction d'oxydation), l'oxydant se réduit (réaction de réduction). L'oxydo-réduction se compose donc de deux demi-réactions : une oxydation et une réduction. Oxydation réducteur (1) oxydant (1) + $n\text{e}^-$ Réduction oxydant (2) + $n\text{e}^-$ réducteur (2) Oxydo-réduction (« somme » de l'oxydation et de la réduction) oxydant (2) + réducteur (1)

$\rightarrow$ oxydant (1) + réducteur (2) Exemple : $\text{Ce}^{4+} + \text{e}^- = \text{Ce}^{3+}$ $\text{Fe}^{2+} = \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$ D'où la réaction bilan :

$\rightarrow \text{Ce}^{3+} + \text{Fe}^{3+}$ Un réducteur oxydé est un oxydant, et un oxydant réduit est un $\rightarrow \text{Ce}^{4+} + \text{Fe}^{2+}$ réducteur. On définit ainsi le couple oxydant-réducteur (anciennement appelé « couple redox ») qui se compose de l'oxydant et du réducteur conjugué (l'oxydant réduit). On le note sous la forme : oxydant/réducteur. Note : Certains composés chimiques peuvent se comporter aussi bien en oxydant qu'en réducteur. C'est notamment le cas de l'eau oxygénée, dont on dit qu'elle se dismute, et qui par conséquent ne peut être conservée longtemps : $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{O}_2 + 2\text{e}^-$ (oxydation) $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ (réduction) Soit au final : $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ (oxydo-réduction) On a par exemple les couples oxydant-réducteur Cu^{2+}/Cu et Zn^{2+}/Zn , qui donnent la réaction en solution aqueuse : $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$

$\rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$ (oxydo-réduction) Cette réaction peut se décomposer en une réduction et une oxydation : $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$ (oxydation) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$ (réduction) Les deux demi-réactions d'oxydation et de réduction peuvent réellement être séparées dans certains cas (c'est-à-dire qu'elles ne se produisent pas au même endroit), ce qui permet de générer un courant électrique (c'est ce qui se passe dans les piles électriques). Dans les autres cas, par exemple dans l'exemple donné, elles oxydation : Le n'ont qu'un intérêt formel (les électrons libres n'existent pas dans l'eau). Le nombre d'un élément dans une combinaison chimique, le nombre d'oxydation ou le degré d'ion. Oxydation et Réduction doivent être à l'état d'ion a perdu ou il a gagné en passant à l'électrons qu'il toutes deux se passer dans une réaction Rédox. Si une particule gagne des électrons dans une réaction, une autre particule doit les perdre. Vous pouvez trouver le nombre d'oxydation des éléments dans le tableau périodique. Bien que ces informations soient importantes, les règles suivantes doivent vous guider lors de travaux comportant des équations Rédox. Le nombre d'oxydation d'un élément libre

= 0. Le nombre d'oxydation d'un ion monoatomique = charge de l'ion. Le nombre d'oxydation de l'hydrogène = + 1 et rarement - 1. Le nombre d'oxydation de l'oxygène = - 2 et dans les peroxydes - 1. La somme des nombres d'oxydation dans un ion polyatomique = charge de l'ion. Le nombre d'oxydation un corps simple égale à zéro. Les nombres d'oxydation des éléments des groupes 1 et 2 ainsi que de l'aluminium sont toujours ceux donnés par le tableau périodique. Le nombre d'oxydation des éléments non couverts par ces règles doit être "calculés" en utilisant les nombres d'oxydation connus dans un composé. Exemple 1 : HSO_4^- Selon la règle, H est + 1 Selon la règle, O est - 2 Pour calculer le oxydation de S La somme de tous les nombres d'oxydation dans cette formule est égale à -1. Multiplier l'indice par le nombre d'oxydation pour chaque élément : H : (1) (+1) = +1 O : (4) (- 2) = - 8 (+1) + NO + (- 8) = - 1 Donc NO = + 6

Équilibrage des équations de réaction Agents réducteurs et agents oxydants Dans toute équation Rédox, au moins une particule gagnera des électrons et au moins une particule perdra des électrons. Cela est révélé par un changement dans le nombre d'oxydation de la particule d'un côté de l'équation à l'autre. Agent réducteur – le réactif qui donne des électrons. L'agent réducteur contient l'élément qui est oxydé (qui perd des électrons). Si une substance perd facilement des électrons, on dit qu'elle est un agent réducteur fort. Agent oxydant – le réactif qui gagne des électrons. L'agent oxydant contient l'élément qui est réduit (gagne des électrons). Si une substance gagne facilement des électrons, on dit qu'elle est un agent oxydant fort. Exemple 1 : $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{cr}) + 3\text{CO}(\text{g}) = 2,6 \text{ ml}$ Calcul de la concentration molaire de Fe^{+2} dans la solution S2 : $\text{EMBED Equation.3} = \text{Donc : } = 0,0052 \text{ N}$ Calcul de la masse de Fe^{+2} contenue dans la solution S2 : $= \text{N}(\text{FeSO}_4) \cdot \text{ME}(\text{Fe}) \cdot \text{V}(1) = 0,0029 \text{ g}$ Conclusion : On a oxydation de fer par cette réaction : $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3} + e^-$ (la normalité de obtenu dans cette expérience l'expérience On a trouvé $\text{N}=0.0052\text{N}$ implique que presque la totalité du (Fe^{+2}) réel est 0.006N , et dans l sel a réagit avec le MnO_4^- .

TP Chimie n° 5 Oxydo-réduction Page TP Chimie n° 5 Oxydo-réduction

Page