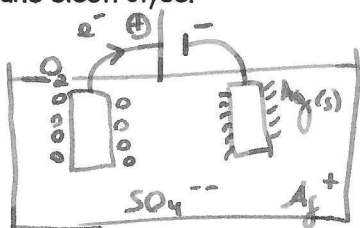


Redox

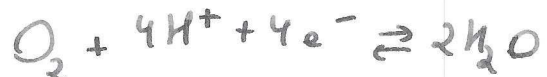
/8<sup>5</sup> 5. Représente une cuve d'électrolyse en un compartiment contenant une solution de sulfate d'argent : le générateur par le bon symbole et le mouvement des électrons généré entre ce générateur et 2 électrodes inertes dont l'une est un pendentif rectangulaire qu'on souhaite recouvrir d'argent. Pendant l'électrolyse, on observe le dépôt d'une fine couche d'argent d'un côté et un dégagement de dioxygène à l'autre électrode.

Recherche à l'arrière de ton tableau périodique et indique les demi-équations qui se déroulent aux électrodes. Nomme les réactions, les électrodes et donne le signe de ces électrodes, représente visuellement les produits obtenus au niveau de ces électrodes (solide, gaz, ... bulles, dépôt). Décris les forces respectives des différentes espèces et décris le phénomène général qui se déroule au cours d'une électrolyse.



$2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$   
oxydation  
anode  
côté (+)  
où  $e^-$  sont anodés

$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$   
réduction  
cathode  
côté (-)  
où  $e^-$  sont feds

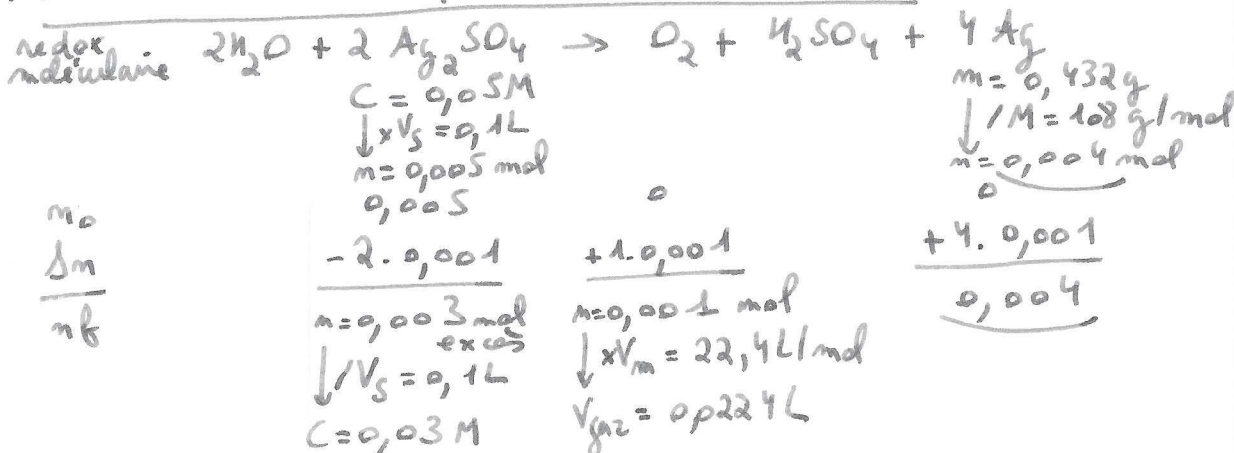
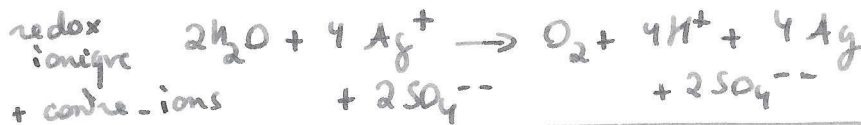


réaction non spontanée

$Ag^+$  réagit avec  $H_2O$  malgré que  $Ag^+$  est un ox - fort que  $O_2$ , l'ox conjugué du red. f  $H_2O$ .

Grâce à l'énergie électrique convertie en énergie chimique (ox et red + feds) au cours de l'électrolyse

/7 Utilise les demi-équations choisies ci-dessus pour écrire les équations redox globale ionique et moléculaire se déroulant dans cette cuve d'électrolyse et résout ce problème stoechiométrique : On plonge l'objet dans 100 mL de solution de sulfate d'argent 0,05 M. Après avoir fait circuler un courant pendant 15 min, 432 mg d'argent se sont déposés sur l'objet. Quelle est la concentration molaire résiduelle en sulfate d'argent dans la solution ? Quel volume de dioxygène a été dégagé au niveau de l'autre électrode. Détaille tes calculs. Indique toutes les étapes, tous les symboles de grandeurs et d'unités.



$m_0$   
 $\Delta m$   
 $n_f$

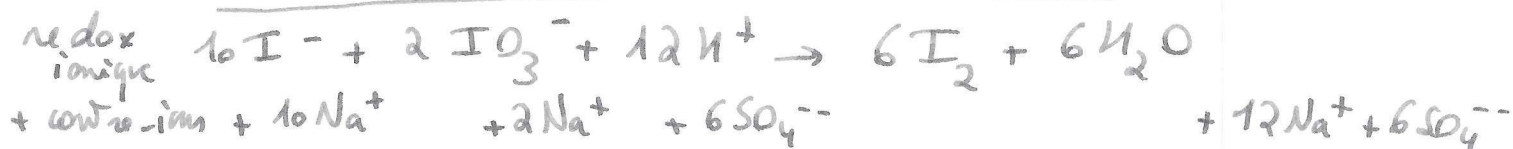
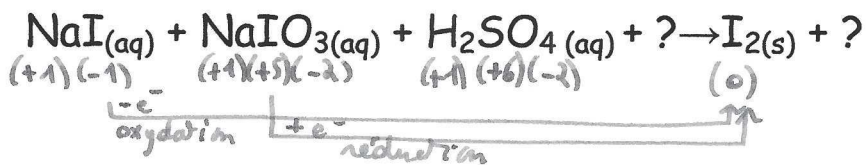
176. Salpêtre du Chili (question inspirée des olympiades de chimie 2009 2<sup>ème</sup> épreuve question 2)

Le salpêtre du Chili est une source naturelle de nitrate de sodium. Il contient aussi de l'iodate de sodium,  $\text{NaIO}_3$ , qui peut être utilisé pour obtenir du diiode employé dans la fabrication des colorants, comme catalyseur industriel, et comme antiseptique et germicide.

La dernière étape de l'obtention du diiode se fait selon l'équation présentée ci-dessous qui est incomplète, l'eau et les sels spectateurs ne sont pas indiqués.

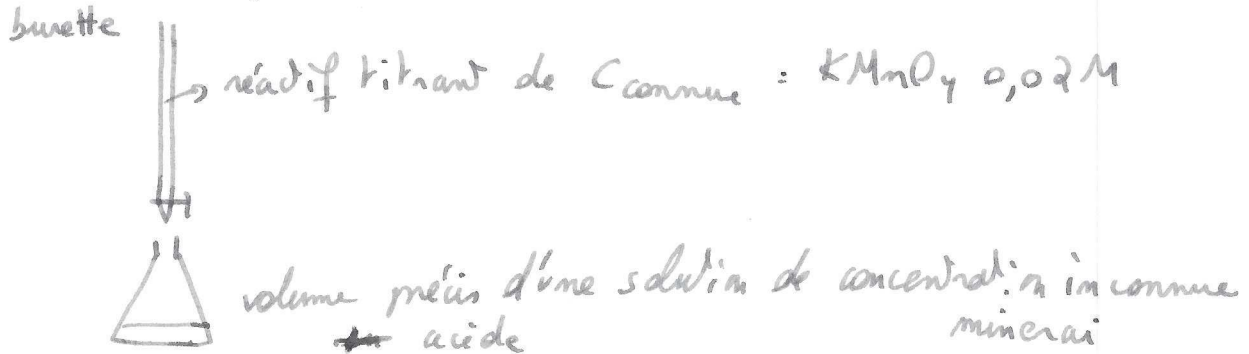
Pondère cette équation en suivant la procédure vue en classe (rappelée dans le bas de la feuille)

INDICE IMPORTANT : un même composé à droite peut provenir de 2 composés différents à gauche



<p>A) indiquer tous les N.O. de tous les atomes</p> <p>B) repérer les atomes qui changent de N.O.</p> <p>C) les relier par une flèche</p> <p>D) réécrire un premier couple en ne prenant que l'atome qui change de NO avec ses O et ses charges pas son/ses contre-ions pas de H non plus.</p> <p>1° pondérer l'atome qui change de NO si nécessaire</p> <p>2° électrons selon les N.O. (+ ok, si - changer de côté)</p> <p>3° <math>\text{H}^+</math> pour équilibrer la charge totale</p> <p>4° <math>\text{H}_2\text{O}</math> pour équilibrer la matière : atomes O et H</p>	<p>E) réécrire un deuxième couple en ne prenant que l'atome qui change de NO avec ses O et ses charges pas son/ses contre-ions pas de H non plus + 1°2°3°4°</p> <p>F) équilibrer l'échange des électrons et additionner les réactifs d'un côté et les produits de l'autre</p> <p>G) ajouter des contre-ions en tenant compte des infos données au départ</p> <p>H) ajouter le même nombre de contre-ions dans les réactifs et les produits.</p> <p>I) reformer les molécules selon les valences et ajouter des coefficients si nécessaire</p>
--	---

- /9 7. On dissout dans 10 mL de solution acide un minerai d'étain dans lequel l'étain se trouve sous forme de sulfate d'étain (II). On titre la teneur en étain (II) du minerai à l'aide de permanganate de potassium 0,02 M.
- /2 Représente le matériel nécessaire au titrage en le légendant et indique où placer les 2 réactifs cités, justifie ton choix.



/7 Ecris l'équation redox moléculaire de ce titrage ...

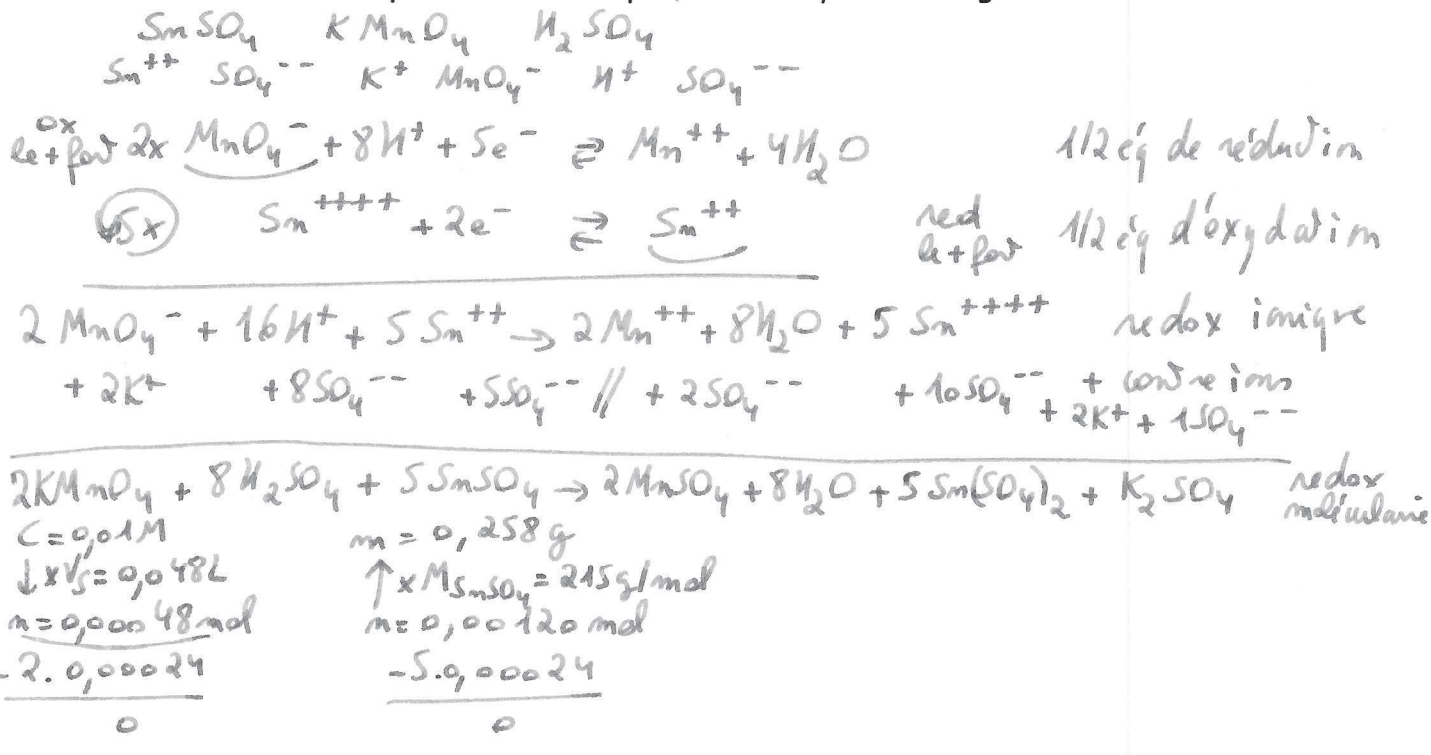
- Procédure : 1° rechercher parmi les espèces présentes dans le mélange réactionnel l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort en utilisant la table de potentiels (arrière tableau).  
 2° recopier en entier les 2 demi-équations sélectionnées DANS L'ORDRE  
 3° écrire l'équation redox ionique en additionnant les 2 demi-ég (réduction/oxydation) (Attention d'équilibrer l'échange d'électrons et de retourner la demi-ég d'oxydation)  
 4° ajouter les contre-ions nécessaires en tenant compte des infos données au départ (Attention d'ajouter le même nombre de contre-ions dans les réactifs et les produits)  
 5° reformer les molécules selon les valences et ajouter des coefficients si nécessaire = écrire l'équation redox moléculaire

... et résous le problème stoechiométrique.

On dissout 0,5 g de minerai brut (contenant entre autres du sulfate d'étain) dans 10 mL d'acide sulfurique 0,01 M. Pour oxyder entièrement l'étain présent, on doit utiliser 48 mL de permanganate de potassium 0,01 M.

Quel est la masse réelle de sulfate d'étain pur dans les 0,5 g de minerai brut impur ?

Détaille tes calculs. Indique toutes les étapes, tous les symboles de grandeurs et d'unités.



Les 0,5 g de minerai impur contiennent 0,258 g de  $SnSO_4$   
 $\% = \frac{m_{pur}}{m_{total}} \times 100 = \frac{0,258}{0,5} \times 100 = 51,6\%$