

## Rendre l'eau potable

**Q47** On pèse 1.00 g de diiode à l'aide d'une coupelle placée sur une balance. De même pour les 0.60 g d'iodure de potassium. On pèse 54.7 g d'alcool à 96% en plaçant un bécher sur une balance.

On prend un bécher que l'on place sur une balance, on fait la tare. On ajoute le diiode et l'iodure de potassium dans ce même bécher. On prélève 5 mL d'eau distillée à l'aide d'une pipette jaugée, que l'on vide dans ce bécher. On ajoute l'alcool. Enfin, on complète avec de l'eau distillée jusqu'à obtenir 100 g.

**Q48** L'ébullition est un changement d'état. C'est en fait la température élevée qui élimine les bactéries et virus.

L'iode agit via une réaction d'oxydoréduction,  $I_2$  étant un oxydant puissant. D'autres désinfectants impliquent une réaction chimique avec des agents dérivées du chlore, par exemple  $ClO^-$  comme dans l'eau de javel, qui est un oxydant puissant.

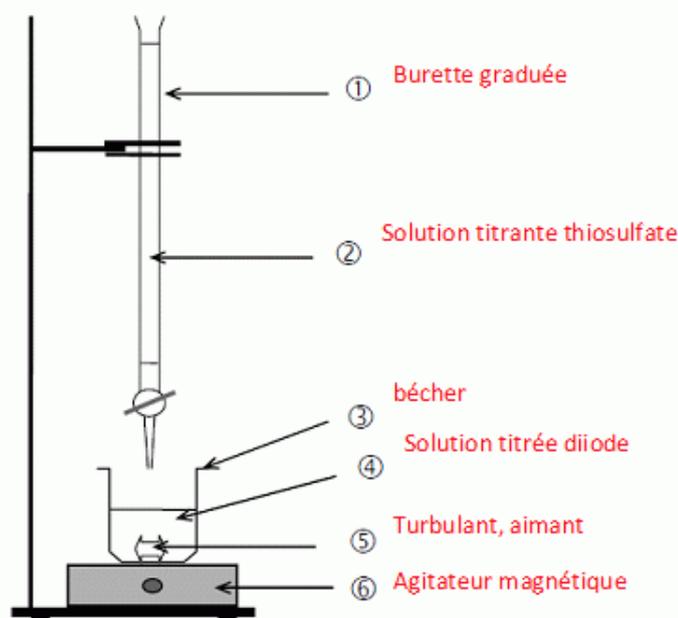
**Le filtrage n'est pas une réaction chimique.**

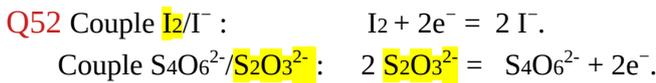
**Q49** La vitesse de réaction peut être lente, et il faut donc attendre.

La température est un **facteur cinétique**, qui influe sur la constante cinétique de réaction  $k$ .

**Q50** Le nombre d'oxydation de l'élément I dans  $I_2$  est de 0, alors qu'il est de -1 dans  $I^-$ . Le diiode  $I_2$  est donc un oxydant dans le couple  $I_2/I^-$ .

**Q51** Schéma classique avec un bécher dans lequel on place la solution d'alcool iodé à doser (et l'ajout d'eau distillée et d'acide sulfurique et d'amidon), placé sur un agitateur magnétique, et au-dessus une burette graduée dans laquelle on a la solution de thiosulfate de sodium.

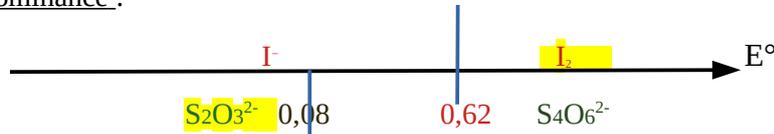




Réaction du dosage obtenue en sommant les deux demi-équations pour éliminer les électrons :



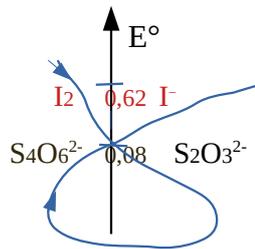
Domaines de prédominance :



$S_2O_3^{2-}$  et  $I_2$  ont des domaines de prédominance disjoints, ils réagissent entre eux. La différence entre les  $E^\circ$  est de  $0,62 - 0,08 = 0,54$  V ce qui est suffisamment important pour considérer la réaction comme quasi-totale.

L'échelle verticale des  $E^0$

Pour justifier du caractère total de la réaction, on peut aussi tracer l'échelle verticale des  $E^0$  : placer les oxydants à gauche, les réducteurs à droite, on voit ensuite que la réaction ci-dessus correspond à un  $\gamma$  tracé dans le sens direct, avec un écart important entre les  $E^\circ$  donc la constante thermodynamique de la réaction est grande devant 1 et la réaction peut être supposée totale.



Calcul de K

Si on calcul :  $K = 10^{(2 \cdot 0,54/0,06)} = 10^{18} \gg 10^4$ .

Q53 C'est la présence d'amidon qui sert à repérer l'équivalence : lorsque le réactif  $I_2$  est entièrement consommé (équivalence), alors l'amidon passe de bleu à incolore.

Q54 À l'équivalence les réactifs sont versés en proportions stœchiométriques, donc on a

$$n_{I_2, \text{initial}}/1 = n_{S_2O_3^{2-}, \text{versé}}/2$$

$$\text{Or } n_{S_2O_3^{2-}, \text{versé}} = C \times V', \text{ d'où } n_{I_2, \text{initial}} = CV'/2 .$$

Q55  $m' = n_{I_2, \text{initial}} \times 2M(I)$ .  $M_{I_2} = 2 M(I)$

Q56 fraction massique  $t' = m'/m = CV'/2 \times 2M(I)/m = CV'M(I)/m$ .

$t' = t \times 100$  car la teneur correspond à un pourcentage.



Et dans le document le volume  $V$  est à prendre en  $mL$ , donc en réalité  $V' = V/1000$ .

Ainsi  $t' = 100 \times CV/1000 \times M(I) / m = CV \times 12,69 / m$

à condition de bien prendre  $V$  en  $mL$ ,  $C$  en  $mol/L$ ,  $m$  en gramme,  $t'$  étant un pourcentage.

Q57 On a  $m' = CV'M(I) = 0.1 \text{ mol/L} \times 10.1 \times 10^{-3} \text{ L} \times 126.9 \text{ g/mol}$ , soit  $m' = 0,13 \text{ g}$ .

Q58 La question précédente donne la masse  $m'$  de diiode dans  $m = 10.0 \text{ g}$  de solution, donc la fraction massique est  $t' = 0.13/10 = 0.013$ .

La masse de 10 gouttes est  $10 V_g \times \mu_{\text{eau}}$ , à multiplier par  $t'$  pour avoir la masse de diiode dans les dix gouttes.

On obtient  $m' = 0.013 \times 0.5 \text{ mL} \times 1 \text{ g/mL}$ , Donc  $m' = 0,06 \text{ g}$ .

## Accumulateur lithium métal (oral)

On étudie ici l'accumulateur lithium-oxyde de manganèse, qui représente environ 80 % du marché des batteries au lithium. La première électrode est en dioxyde de manganèse  $\text{MnO}_2$ , la deuxième en lithium Li. Ces deux électrodes baignent dans un électrolyte organique contenant des ions  $\text{Li}^+$ .

*Données :*

◁ Numéro atomique du lithium :  $Z = 3$  ;

◁ Masse molaire du lithium :  $M = 5,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;

◁ Potentiels standard :  $E_1^\circ(\text{Li}^+/\text{Li(s)}) = -3,03 \text{ V}$  et  $E_2^\circ(\text{MnO}_{2(\text{s})}/\text{LiMnO}_{2(\text{s})}) = 0,65 \text{ V}$ .

1 - Donner la configuration électronique du lithium. Indiquer sa position dans le tableau périodique. Pourquoi choisir un électrolyte organique plutôt que de l'eau ?

2 – Déduire du diagramme de prédominance, les réactions aux électrodes lorsque l'accumulateur fonctionne en générateur, ainsi que la réaction globale de fonctionnement.

**Remarque : L'ion lithium joue ici un rôle analogue à celui joué par  $\text{H}^+$  en solution aqueuse (équilibre)**

3 - La pile contient elle un pont salin ou équivalent ? Pourquoi ?

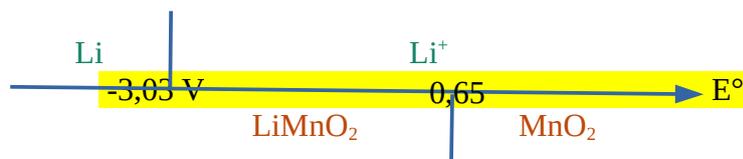
4 - Déterminer la force électromotrice de la pile.

5 - Déterminer la capacité  $C$  de la pile en  $\text{A} \cdot \text{h}$  pour une masse initiale de 2 g de lithium.

## Accumulateur lithium métal (oral) Correction.

1 La configuration est  $1s^2 2s^1$ , le lithium est donc situé juste en dessous de l'hydrogène, à la deuxième ligne et première colonne de la classification. Comme tous les alcalins (sodium, potassium, etc.) c'est un réducteur très puissant, qui réagit violemment avec l'eau.

2 En fonctionnement générateur, la réaction chimique a lieu dans le sens spontané, donc entre espèces incompatibles. Des diagrammes de prédominance permettent de constater que ce sont Li et  $MnO_2$  qui réagissent (domaines d'existence disjoints).



Couples :  $Li^+/Li_{(s)}$  et  $MnO_{2(s)}/LiMnO_{2(s)}$

À l'électrode de lithium,  $Li_{(s)} \rightarrow Li^+_{(aq)} + e^-$ .

À l'électrode de manganèse,  $MnO_{2(s)} + Li^+_{(aq)} + e^- \rightarrow LiMnO_{2(s)}$ .

Bilan :  $MnO_2 + Li \rightarrow LiMnO_2$ .

3 Les deux espèces qui réagissent sont deux solides, physiquement séparés en deux électrodes. Le rôle du pont salin étant d'empêcher les réactifs d'être en contact direct, il n'est pas nécessaire ici.

4 D'après la loi de Nernst, le potentiel de l'anode (électrode de lithium) vaut  $E_{Li} = E_1^\circ + 0,06 \log[Li^+]$ .

De même, le potentiel de la cathode (électrode de  $MnO_2$ ) vaut  $E_{MnO_2} = E_2^\circ + 0,06 \log[Li^+]$ .

L'activité de  $Li_{(s)}$ ;  $MnO_{2(s)}$  et  $LiMnO_{2(s)}$  vaut 1 car ce sont des solides.

Ainsi, la fém de la pile est  $U = E_{MnO_2} - E_{Li} = E_2^\circ - E_1^\circ = 3,68 \text{ V}$ .

5 À partir de l'équation à l'électrode de lithium :  $Li \rightarrow Li^+ + e^-$ , on constate que lorsque la réaction (totale) est terminée la quantité de matière  $n$  d'électrons à avoir transité dans le circuit est égale à la quantité de matière de lithium initialement introduite  $n^\circ_{Li} = m_{Li}/M_{Li} = 2/5,9 \text{ mol}$  On en déduit la capacité, c'est-à-dire la charge totale pouvant transiter dans le circuit,

$$C = (m_{Li}/M_{Li}) \times N_A \times e = n_e \times F = 3,2 \cdot 10^4 \text{ C} = 9,0 \text{ A} \cdot \text{h} \quad (n_{Li} = n_e \text{ voir demi-équation rédox})$$

Pour la conversion:  $1\text{C} = 1\text{A} \times 1\text{s} = 1\text{A} \times 1/3600 \text{ h} = 1/3600 \text{ A} \cdot \text{h}$ .

Remarque :  $1 \text{ F} = N_A \times e = 96 \ 500 \text{ C}$  (charge transportée par une mole d'électrons)