

Synthèse de l'eau de Javel

Référence : Des expériences de la famille Red-Ox (Cachau Redox) (p. 337 et suivantes)

Rendement faradique (voir page 280)

Titration des ions hypochlorites (voir page 391)

La chimie générale (JFLM) (page 175 et suivantes)

Leçons potentielles : 4 (Synthèses inorganiques)

? 26 (Conversion réciproque d'énergie électrique en énergie chimique)

? 28 Cinétique électrochimique

Produits :

Nom	Formule brute	Masse molaire (g.mol ⁻¹)	Densité	Température	Sécurité
Chlorure de sodium	NaCl	58,44	-	-	-
Iodure de potassium	KI	166	-	-	
Indigo	C ₁₆ H ₁₀ N ₂ O ₂	262,2628	-	-	-
Acide chlorhydrique	HCl				Corrosif
Permanganate de potassium (solide)	KMnO ₄	158,0	-	-	Comburant Corrosif Ecotoxique
Thiosulfate de sodium (solide)	Na ₂ S ₂ O ₃	158,108	1,67		

Concentrations :

- Chlorure de sodium (5 mol.L⁻¹)
- Iodure de potassium (environ 0,1 mol.L⁻¹)
- Indigo (0,05 % dans l'eau)
- Acide chlorhydrique (6 mol.L⁻¹)
- Permanganate de potassium (solide)
- Thiosulfate de sodium (solide) ou en solution préparée pour le titrage

Matériels :

- Électrode fer
- Électrode de graphite
- Potence
- Agitateur magnétique et barreau aimanté
- Cristalliseur (pour bain eau glace)
- Bécher (250 mL)
- Alimentation stabilisée
- Multimètres (deux)
- Dispositif de dosage : burette graduée, pince, potence, agitateur magnétique et bécher (200 mL)

Modification protocole :

On a utilisé 150 mL de solution de chlorure de sodium (au lieu de 100 mL)

Il faut regarder le protocole des ions hypochlorites par du thiosulfate de sodium p.391 ainsi que les remarques suivantes.

Remarques éventuelles :

Le choix des électrodes est important car cela permet de déplacer le mur du solvant.

Formule du rendement faradique :

$$\eta = \frac{n_{e^-} \times F}{I \times \Delta t} = \frac{2 \times n_{ClO^-} \times F}{I \Delta t}$$

Dans cette formule, F est la constante de Faraday et elle vaut : $F = N_A e = 96\,500 \text{ C.mol}^{-1}$.

Pour déterminer Δt , on considère un rendement faradique de 100 %. Avec une solution de thiosulfate de sodium à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, et en espérant obtenir un volume équivalent d'environ 20 mL, on trouve un $\Delta t \approx 320 \text{ s}$ pour une intensité de 0,6 A.

La réaction support de titrage donnée p.392 donne :

$$n_{ClO^-} = \frac{C_{S_2O_3^{2-}} V_{eq}}{2}$$

On ajoute aux 150 mL une solution d'iodure de potassium (ions iodure en excès par rapport aux ions ClO^-) et on obtient un volume équivalent d'environ 3,6 mL. (On peut donc diminuer la concentration de la solution de thiosulfate). Ce qui donne un rendement faradique autour des 20 %. Cette faible valeur peut s'expliquer par le fait qu'on ne réalise pas uniquement l'électrolyse des ions chlorures mais aussi celle de l'eau (voir les courbes intensité potentiel p.338). On peut constater qu'on a bien réalisé l'électrolyse de l'eau en remarquant qu'il y a un dégagement gazeux au niveau des deux électrodes (dihydrogène et dioxygène qu'on pourrait caractériser par test allumettes).

Remarque : sur la courbe intensité potentiel p.338, la courbe la plus à droite est bien celle de l'eau. On pourrait donc éviter de faire son électrolyse en appliquant une tension permettant de se placer entre la courbe des ions chlorures et celle de l'eau. Cependant, on ne connaît pas les valeurs exactes des tensions de « départ » des courbes, donc c'est difficile à faire. Ceci augmenterait sans doute le rendement faradique mais cela prendrait donc plus de temps. De plus, une diminution significative de l'intensité fournie pourrait également entraîner une augmentation du rendement.

Tracé de la courbe intensité potentiel :

Pour faire ce tracé, on utilise un montage à trois électrodes (décrit p.178 de *Chimie générale JFLM*).

On utilise un montage à trois électrodes car on a besoin d'un potentiel fixe (électrode au calomel saturé).

Remarques théoriques :

En général, on ajoute un sel de fond dans la solution afin de limiter les effets de migration des ions et pour réduire la résistance de la solution, à cause de la chute ohmique.

Il existe trois phénomènes liés au transport des charges :

- Diffusion : on préfère qu'elle soit stationnaire au cours de l'expérience. Pour ce faire, on peut utiliser des électrodes tournantes ou agiter la solution (qui impose de la convection et donc limite l'épaisseur de la couche de diffusion)
- Migration des espèces chargées
- convection, liée à l'agitation de la solution

Sur une courbe intensité potentiel, les paliers à haut et bas potentiels correspondent aux paliers de diffusion. Pour des couples rapides, le potentiel situé au milieu des deux « potentiels de départs » correspond au potentiel de Nernst, qui est différent du potentiel standard.