

## Grille d'autoévaluation - Périodicité des propriétés chimiques

		<b>Comprendre</b>	<b>Analyser</b>	<b>Communiquer</b>
<b>I</b>	<b>1.2. b</b>	Bonne utilisation du tube à essai (agitation)  Observer les changements de teintes des deux phases	Proposer d'introduire une quantité d'eau bromée (ou eau iodée) dans un tube à essai contenant du cyclohexane.	Rédiger un protocole succinct et cohérent, facile à lire et à suivre.  Conclure que les dihalogènes sont plus solubles dans le cyclohexane.
	<b>2.2. b</b>	Bonne utilisation du tube à essai (agitation)  Observer l'apparition du complexe rouge (conclure que les ions SCN <sup>-</sup> permettent l'identification des ions Fe <sup>3+</sup> en solution)	Proposer la réalisation d'un mélange d'ion Fe <sup>3+</sup> et d'ions thiocyanate SCN <sup>-</sup> dans un tube à essais	
	<b>3.2. b</b>	Bonne utilisation du tube à essai (agitation) Observer la teinte bleutée	Proposer l'introduction de thiodène pour révéler la présence de diiode en concentration trop faible pour être détectée à l'œil.	Conclure que le thiodène permet une mise en évidence de diiode présent en faible quantité.
<b>II</b>	<b>1.</b>	Observer le changement de teinte de la phénolphtaléine ainsi que le dégagement gazeux		Ecrire l'équation de réaction correspondant à la réaction du sodium dans l'eau. Conclure que le sodium est oxydé par l'eau, il est donc réducteur.
	<b>2.2. b</b>	Bonne utilisation du tube à essai (agitation)  Observer le complexe rouge caractéristique du complexe [FeSCN] <sup>2+</sup> .	Proposer la réalisation d'un mélange d'eau chlorée et d'ions Fe <sup>2+</sup> ; proposer ensuite de mettre en évidence la formation d'ions Fe <sup>3+</sup> par du thiocyanate.	Ecrire l'équation de réaction correspondant à la réaction du dichlore sur les ions Fe <sup>2+</sup> . Conclure que le dichlore est réduit par le fer II, il est donc oxydant.

		Comprendre	Analyser	Communiquer
III	3.	<p>Bonne utilisation du tube à essai (agitation)</p> <p>Observations :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- 1 : <i>Mélange de dichlore et d'ions bromures</i> : observation de l'apparition d'une teinte brune dans le cyclohexane caractéristique du dibrome.</li> <li>-</li> <li>- 2 : <i>Mélange de dichlore et d'ions iodures</i> : observation de l'apparition d'une teinte violette dans le cyclohexane caractéristique du diiode.</li> <li>- 3 : <i>Mélange de dibrome et d'ions chlorures</i> : aucune réaction n'est observée : le dibrome ne permet pas l'oxydation des ions chlorures (mais le dibrome change de phase, coloration brune dans le cyclohexane).</li> <li>- 4 : <i>Mélange de dibrome et d'ions iodures</i> : observation de l'apparition d'une teinte violette dans le cyclohexane caractéristique du diiode.</li> <li>- 5 : <i>Mélange de diiode et d'ions chlorures</i> : aucune réaction n'est observée : le diiode ne permet pas l'oxydation des ions chlorures (mais le diiode change de phase, coloration violette dans le cyclohexane).</li> <li>- 6 : <i>Mélange de diiode et d'ions bromures</i> : aucune réaction n'est observée : le diiode ne permet pas l'oxydation des ions bromures (mais le diiode change de phase, coloration violette dans le cyclohexane).</li> </ul>	<p>Proposer la réalisation de plusieurs expériences en tubes à essais permettant de classer les dihalogènes suivant leur pouvoir oxydant. Les mélanges réalisés sont des mélanges d'ions halogénures (bromures et iodures) susceptibles de former les dihalogènes correspondant (<math>\text{Br}_2</math> et <math>\text{I}_2</math>) que l'on sait mettre en évidence (cf I.1).</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- 1 : Mélange d'eau de chlore (dichlore) et d'ions bromures</li> <li>- 2 : Mélange d'eau de chlore (dichlore) et d'ions iodures</li> <li>- 3 : Mélange d'eau de brome (dibrome) et d'ions chlorures</li> <li>- 4 : Mélange d'eau de brome (dibrome) et d'ions iodures</li> <li>- 5 : Mélange d'eau iodée (diiode) et d'ions chlorures</li> <li>- 6 : Mélange d'eau iodée (diiode) et d'ions bromures</li> </ul> <p>Proposer la réalisation de ces expériences dans le cyclohexane pour mieux apprécier l'apparition des teintes de l'eau iodée et l'eau bromée.</p> <p><i>Remarque</i> : une étude moins systématique peut être menée en remarquant que seules les expériences 1 et 4 suffisent à la détermination de l'évolution du pouvoir oxydant des dihalogènes dans une colonne.</p>	<p>Conclure que le diiode est le moins oxydant et que le dichlore est le plus oxydant.</p> <p>Classer les dihalogènes suivant leur pouvoir oxydant.</p>