

Exercice 34 p 132 : L'eau de brome

a) Concentration molaire maximale :

$$\text{On a } C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M_{\text{Br}_2} \times V} = \frac{c_m}{M_{\text{Br}_2}}$$

$$\text{Soit } C = \frac{35}{2 \times 79,9} = 2,2 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

La concentration molaire maximale d'une solution aqueuse de dibrome est donc $C_{\text{max}} = 4,4 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

b) Équation de la réaction chimique :



c) Masse minimal d'iodure de potassium à dissoudre pour que le dibrome soit limitant :

On réalise un tableau d'avancement de la réaction :

	$\text{Br}_{2(\text{aq})}$	+	$2\text{I}^{-}_{(\text{aq})}$	\longrightarrow	$2\text{Br}^{-}_{(\text{aq})}$	+	$\text{I}_{2(\text{aq})}$
État initial	n_{Br_2}		n_{I^-}		0		0
État intermédiaire	$n_{\text{Br}_2} - x$		$n_{\text{I}^-} - 2x$		$2x$		x
État final	$n_{\text{Br}_2} - x_{\text{max}}$		$n_{\text{I}^-} - 2x_{\text{max}}$		$2x_{\text{max}}$		x_{max}

Nous en déduisons donc que la quantité de matière minimale $n_{\text{I}^- \text{ min}}$ qu'il doit réagir pour que le dibrome soit le réactif limitant est telle que les réactifs soient introduits en proportions stœchiométriques, c'est à dire :

$$n_{\text{Br}_2} - x_{\text{max}} = n_{\text{I}^- \text{ min}} - 2x_{\text{max}} = 0$$

$$\text{Soit } n_{\text{I}^- \text{ min}} = 2x_{\text{max}} = 2 \times n_{\text{Br}_2}$$

$$\text{Or on sait que : } n_{\text{Br}_2} = C_{\text{Br}_2} \times V \quad \text{et que} \quad n_{\text{I}^- \text{ min}} = \frac{m_{\text{KI}, \text{min}}}{M_{\text{KI}}}$$

$$\text{Soit } \frac{m_{\text{KI}, \text{min}}}{M_{\text{KI}}} = 2 \times C_{\text{Br}_2} \times V$$

$$\text{D'où } m_{\text{KI}, \text{min}} = 2 \times C_{\text{Br}_2} \times V \times M_{\text{KI}}$$

$$\text{AN : } m_{\text{KI}, \text{min}} = 2 \times 2,2 \times 10^{-1} \times 10 \times 10^{-3} \times (126,9 + 39,1)$$

$$m_{\text{KI}, \text{min}} = 7,3 \times 10^{-1} \text{ g}$$

La masse minimale de KI à dissoudre pour préparer S1 afin que le dibrome soit le réactif limitant est donc de **0,73 g**.

d) Le volume de S1 préparé importe peu. En effet, tant que l'on dissout bien 0,73g de KI_(s), peu importe le volume dans lequel on le dissout, la quantité de matière de I_(aq) ne changera pas. (On rappelle que lorsque l'on dilue une solution on modifie la volume donc la concentration, mais la quantité de matière reste constante).

Exercice 36 p 133 : L'eau de Javel

1- Constitution de l'eau de Javel :

a) Demi-équations correspondantes :

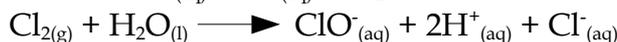


b) Équation de la réaction ayant pour réactif $\text{Cl}_{2(g)}$ et H_2O :



L'originalité de cette réaction d'oxydoréduction vient du fait que les deux couples mis en jeu ont une espèce commune $\text{Cl}_{2(g)}$.

c) Équation de la réaction entre le dichlore et les ions hydroxyde $\text{HO}^-_{(aq)}$:



Le dichlore gazeux se dissout donc dans les solutions basiques (contenant $\text{HO}^-_{(aq)}$) et réagit avec les ions hydroxyde pour former une solution aqueuse contenant des ions hypochlorite $\text{ClO}^-_{(aq)}$ et chlorure $\text{Cl}^-_{(aq)}$.

d) Les ions essentiellement présents dans l'eau de javel sont les ions hypochlorite $\text{ClO}^-_{(aq)}$ et chlorure $\text{Cl}^-_{(aq)}$.

e) L'ion chlorure ne peut pas capter d'électron, ce n'est donc pas un oxydant mais un réducteur (il peut céder son électron).

L'oxydant contenu dans l'eau de javel est donc l'ion hypochlorite $\text{ClO}^-_{(aq)}$.

2- Degré chlorométrique :

a) Quantité de matière de dichlore libérée :

On réalise un tableau d'avancement de la réaction :

	$\text{ClO}^-_{(aq)}$	+	$\text{Cl}^-_{(aq)}$	+	$\text{H}^+_{(aq)}$	\longrightarrow	$\text{Cl}_{2(g)}$	+	H_2O
État initial	n_{ClO^-}		n_{Cl^-}		excès		0		excès
État intermédiaire	$n_{\text{ClO}^-} - x$		$n_{\text{Cl}^-} - x$		excès		x		excès
État final	$n_{\text{ClO}^-} - x_{\text{max}}$		$n_{\text{Cl}^-} - x_{\text{max}}$		excès		x_{max}		excès

D'après les données de l'exercice on a : $n_{\text{ClO}^-} = n_{\text{Cl}^-}$ et l'ion $\text{H}^+_{(aq)}$ étant en excès on en déduit qu'à l'état final : $n_{\text{ClO}^-} - x_{\text{max}} = n_{\text{Cl}^-} - x_{\text{max}} = 0$

Soit $n_{\text{Cl}_2} = x_{\text{max}} = n_{\text{ClO}^-} = n_{\text{Cl}^-} = C \times V$

AN : $n_{\text{Cl}_2} = 0,30 \times 1$

$n_{\text{Cl}_2} = 0,3 \text{ mol}$

b) Degré chlorométrique de cette eau de javel :

Le degré chlorométrique de l'eau de javel est le volume de $\text{Cl}_{2(g)}$ que peut libérer l'eau de javel selon l'équation écrite ci-dessus.

Calculons donc le volume de $\text{Cl}_{2(g)}$ que peut dégager cette eau de javel :

$V_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2} \times V_m = 0,3 \times 24$

$V_{\text{Cl}_2} = 7 \text{ L}$

c) concentration molaire de l'eau de javel commerciale :

L'eau de javel commerciale titre 48 degrés chlorométrique, cela signifie qu'elle peut dégager 48L de $\text{Cl}_{2(g)}$. On en déduit la quantité de matière de $\text{Cl}_{2(g)}$ produite par la réaction (2-a).

Soit $n_{\text{Cl}_2} = \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_m}$

On en déduit donc que $x_{\max} = \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_m}$

Or sachant que $n_{\text{ClO}^-} = n_{\text{Cl}^-} = x_{\max}$ (voir question 2-a)

on en déduit que $n_{\text{ClO}^-} = n_{\text{Cl}^-} = \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_m}$

Soit $[\text{ClO}^-] = [\text{Cl}^-] = \frac{n}{V_{\text{solution}}} = \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_m \times V_{\text{solution}}}$

AN : $[\text{ClO}^-] = [\text{Cl}^-] = \frac{48}{24 \times 1}$

$[\text{ClO}^-] = [\text{Cl}^-] = 2 \text{ mol.L}^{-1}$

Le degré chlorométrique est défini pour 1L d'eau de javel d'où $V_{\text{solution}} = 1\text{L}$

d) Volume de dichlore dégagé par un berlingot de 250mL d'eau de javel :

On calcule la quantité de matière d'ions hypochlorite $\text{ClO}^-_{(\text{aq})}$ et chlorure $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ contenu dans la berlingot et on en déduit ainsi x_{\max} et n_{Cl_2} dégagé :

$$n_{\text{Cl}_2} = x_{\max} = n_{\text{ClO}^-} = n_{\text{Cl}^-} = C \times V$$

On calcule maintenant le volume de dichlore correspondant à cette quantité de matière de dichlore produite :

$$V_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2} \times V_m = C \times V \times V_m$$

AN : $V_{\text{Cl}_2} = 2 \times 250 \times 10^{-3} \times 24$

$V_{\text{Cl}_2} = 12 \text{ L}$

En tenant compte des chiffres significatifs le résultat serait 10L. Mais je préfère ne pas en tenir compte et avoir un résultat plus proche de la réalité

e) Toxicité du dichlore :

Le seuil de toxicité du dichlore est fixé à un volume de dichlore pour 10^6 volumes d'air.

Sachant que l'eau de javel du berlingot précédent produit 12L de dichlore en présence d'un acide, il faudrait une pièce dont le volume fasse $12 \times 10^6 \text{ L}$, soit encore 12000 m^3 afin de rester en dessous du seuil de toxicité.

f) En supposant une hauteur sous plafond de 3m (ce qui est déjà beaucoup), il faudrait une pièce de 4000 m^2 pour rester en dessous du seuil de toxicité du dichlore, soit l'équivalent de 40 appartements de 100 m^2 .

C'est pour cela qu'il est recommandé de ne jamais, mélanger l'eau de javel avec un quelconque autre produit commercial. En effet, en cas de mélange avec une solution acide (par exemple un détartrant cafetière), c'est la mort assurée par intoxication au dichlore.

Remarque : le dichlore est un gaz légèrement verdâtre et hautement toxique. Il irrite les voies respiratoires, a tel point qu'il fut utilisé pendant la première guerre mondiale comme arme chimique (le fameux gaz moutarde).

Il ne faut que 3,5mL de dichlore dans 1 m^3 d'air pour distinguer son odeur. Une bouffée d'environ une minute d'un litre de dichlore dans 1 m^3 d'air provoque le décès dans d'atroces souffrances.