

Corrigé exercice 25

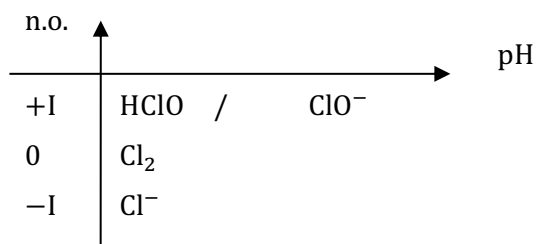
LECTURE DU DIAGRAMME $E = f(\text{pH})$ DE L'ÉLÉMENT CHLORE

N.B. Toutes les espèces dans cet exercice sont des espèces dissoutes, on omettra l'indice (aq).
Toutes les frontières sont donc des frontières de **prédominance**.

En tout point, on peut appliquer : $2[\text{Cl}_2] + [\text{HClO}] + [\text{ClO}^-] + [\text{Cl}^-] = C_{tra}$.

Attention à ne pas confondre le dichlore gazeux $\text{Cl}_{2(g)}$ avec le dichlore dissous $\text{Cl}_{2(aq)}$; dans cet exercice, on ne parle que du dichlore dissous, sauf à la question 7.

1) On détermine le nombre d'oxydation du chlore dans les quatre espèces apparaissant dans le diagramme et on détermine que le couple HClO/ClO^- est un couple acido-basique de Brønsted :



Le domaine C, aux potentiels les plus bas, est donc attribué au réducteur Cl^- .

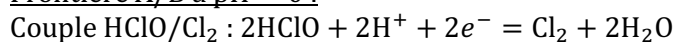
Les domaines A et D, aux potentiels les plus élevés et séparés d'une frontière verticale, sont attribués respectivement à HClO et à sa base conjuguée ClO^- .

Cl_2 , de n.o. intermédiaire, est situé dans un domaine de potentiel entre A et C : c'est le domaine B.

A : HClO
B : Cl₂
C : Cl⁻
D : ClO⁻

2) On utilise l'ordonnée à l'origine des frontières 1 et 2, les valeurs étant clairement indiquées sur le diagramme fourni.

Frontière A/B à pH = 0 :



Potentiel d'équilibre : $E = E^\circ_1 + \frac{e^\circ}{2} \log \frac{[\text{HClO}]^2 [\text{H}^+]^2}{[\text{Cl}_2]}$

À pH=0, on prend $[\text{H}^+] = 1$ (il s'agit en fait de l'activité).

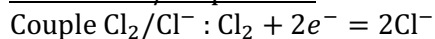
À la frontière $[\text{HClO}]_{fr} = 2[\text{Cl}_2]_{fr}$ (convention « égalité en atomes ») et $[\text{HClO}]_{fr} + 2[\text{Cl}_2]_{fr} = C_{tra}$

(autres espèces négligeables), donc $[\text{HClO}]_{fr} = \frac{C_{tra}}{2}$ et $[\text{Cl}_2]_{fr} = \frac{C_{tra}}{4}$.

Donc $E_{fr}(\text{pH} = 0) = 1,56 \text{ V} = E^\circ_1 + \frac{e^\circ}{2} \log C_{tra}$

$$E^\circ_1 = (1,56 \text{ V}) - \frac{e^\circ}{2} \log C_{tra} = 1,59 \text{ V}$$

Frontière B/C à pH = 0 :



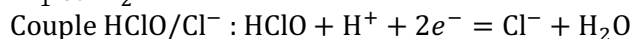
Potentiel d'équilibre : $E = E^\circ_2 + \frac{e^\circ}{2} \log \frac{[\text{Cl}_2]}{[\text{Cl}^-]^2}$

À la frontière $2[\text{Cl}_2]_{fr} = [\text{Cl}^-]_{fr}$ (convention « égalité en atomes ») et $2[\text{Cl}_2]_{fr} + [\text{Cl}^-]_{fr} = C_{tra}$ (autres espèces négligeables), donc $[\text{Cl}^-]_{fr} = \frac{C_{tra}}{2}$ et $[\text{Cl}_2]_{fr} = \frac{C_{tra}}{4}$.

Donc $E_{fr} = 1,42 \text{ V} = E^\circ_2 + \frac{e^\circ}{2} \log \frac{1}{C_{tra}} = E^\circ_2 - \frac{e^\circ}{2} \log C_{tra}$ (valable à tout pH, frontière horizontale)

$$E^\circ_2 = (1,42 \text{ V}) + \frac{e^\circ}{2} \log C_{tra} = 1,39 \text{ V}$$

Pour déterminer E°_3 , on pourrait utiliser l'ordonnée à l'origine de la frontière 3, mais comme cette frontière ne figure pas sur le diagramme, sa lecture serait imprécise. Il est plus judicieux de combiner E°_1 et E°_2 .



Potentiel d'équilibre : $E = E^\circ_3 + \frac{e^\circ}{2} \log \frac{[\text{HClO}][\text{H}^+]}{[\text{Cl}^-]}$

Par unicité du potentiel, on peut alors évaluer les trois expressions du potentiel dont on dispose :

$$E = E^\circ_1 + \frac{e^\circ}{2} \log \frac{[\text{HClO}]^2[\text{H}^+]^2}{[\text{Cl}_2]} = E^\circ_2 + \frac{e^\circ}{2} \log \frac{[\text{Cl}_2]}{[\text{Cl}^-]^2} = E^\circ_3 + \frac{e^\circ}{2} \log \frac{[\text{HClO}][\text{H}^+]}{[\text{Cl}^-]}$$

En additionnant les deux premières, on retrouve le terme sous le logarithme de la troisième, ce qui donne :

$$\begin{aligned} 2E &= E^\circ_1 + E^\circ_2 + \frac{e^\circ}{2} \log \frac{[\text{HClO}]^2[\text{H}^+]^2}{[\text{Cl}^-]^2} = E^\circ_1 + E^\circ_2 + e^\circ \log \frac{[\text{HClO}][\text{H}^+]}{[\text{Cl}^-]} \\ &= 2E^\circ_3 + e^\circ \log \frac{[\text{HClO}][\text{H}^+]}{[\text{Cl}^-]} \end{aligned}$$

On a donc établi : $E^\circ_1 + E^\circ_2 = 2E^\circ_3$, d'où :

$$E^\circ_3 = \frac{E^\circ_1 + E^\circ_2}{2} = 1,49 \text{ V}$$

3) Il s'agit d'un couple acido-basique de Brønsted, caractérisé par sa constante d'acidité K_a :

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}$$

À la frontière de prédominance entre A et B (frontière verticale 5), on a $[\text{HClO}]_{fr} = [\text{Cl}^-]_{fr}$ donc $K_a = [\text{H}^+]_{fr}$. On lit donc :

$$\text{p}K_a = \text{pH}_{fr5} = 7,5$$

4) Pour la frontière 1, on reprend l'équation correspondant à HClO/Cl₂ établie à la question 2, la concentration de H⁺ n'étant maintenant plus fixée :

$$E_{fr1} = E^\circ_1 + \frac{e^\circ}{2} \log C_{tra} + \frac{e^\circ}{2} \log [\text{H}^+]^2 = E^\circ_1 + \frac{e^\circ}{2} \log C_{tra} - e^\circ \text{pH}$$

$$\text{La pente de la frontière 1 est de } -0,06 \text{ V/unité de pH}$$

Pour la frontière 3, on reprend l'équation correspondant à HClO/Cl⁻ établie à la question 2, la concentration de H⁺ n'étant maintenant plus fixée :

$$E_{fr3} = E^\circ_3 + \frac{e^\circ}{2} \log [\text{H}^+] = E^\circ_3 - \frac{e^\circ}{2} \text{pH}$$

$$\text{La pente de la frontière 3 est de } -0,03 \text{ V/unité de pH}$$

Pour la frontière 4, le couple est ClO⁻/Cl⁻, de demi-équation $\text{ClO}^- + 2e^- + 2\text{H}^+ = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$, la formule de Nernst donne $E = E^\circ_4 + \frac{e^\circ}{2} \log \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}^+]^2}{[\text{Cl}^-]}$. À la frontière, $[\text{ClO}^-]_{fr} = [\text{Cl}^-]_{fr}$, donc :

$$E_{fr4} = E^\circ_4 + \frac{e^\circ}{2} \log [\text{H}^+]^2 = E^\circ_4 - e^\circ \text{pH}$$

$$\text{La pente de la frontière 4 est de } -0,06 \text{ V/unité de pH}$$

5) $\text{B} = \text{A} + \text{C}$ est la réaction de **dismutation** du dichlore en milieu acide. On l'obtient en soustrayant les demi-équations de Cl₂/Cl⁻ et de HClO/Cl₂ et en divisant par 2 pour simplification :



D'après le diagramme, cette réaction est peu avancée pour $\text{pH} < 2,0$, car Cl₂ a un domaine de stabilité.

En revanche, aux pH plus élevés, Cl₂ se dismute quasi-totalement en solution aqueuse.

La constante d'équilibre a pour expression :

$$K^\circ = \frac{[\text{HClO}][\text{Cl}^-][\text{H}^+]}{[\text{Cl}_2]}$$

On la calcule en écrivant l'unicité du potentiel pour les deux couples mis en jeu pour l'établir :

$$E = E^\circ_1 + \frac{e^\circ}{2} \log \frac{[\text{HClO}]^2 [\text{H}^+]^2}{[\text{Cl}_2]} = E^\circ_2 + \frac{e^\circ}{2} \log \frac{[\text{Cl}_2]}{[\text{Cl}^-]^2}$$

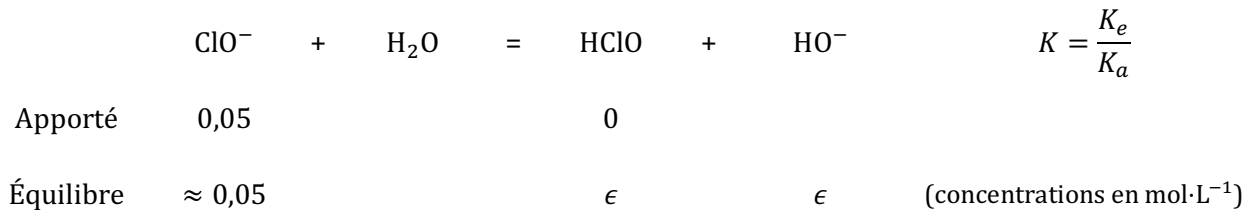
$$\frac{e^\circ}{2} \log(K^\circ)^2 = E^\circ_2 - E^\circ_1$$

$$K^\circ = 10^{\frac{E^\circ_2 - E^\circ_1}{e^\circ}} = 10^{-3,3} = 4,6 \cdot 10^{-4}$$

Cette valeur $K^\circ \ll 1$ traduit la stabilité de Cl₂ au pH standard (pH = 0).

6) L'eau de javel contient des concentrations apportées égales de ClO⁻ et Cl⁻, telles que leur somme est égale à $C_{tra} = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Donc $C_{\text{ClO}^-} = C_{\text{Cl}^-} = 0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Or ClO⁻ est une base faible. Quand on l'introduit dans l'eau, elle réagit de manière peu avancée selon :



On trouve à l'équilibre :

$$\frac{K_e}{K_a} = \frac{\epsilon^2}{0,05}$$

Donc la concentration d'équilibre de HO⁻ vaut :

$$[\text{HO}^-] = \epsilon = \sqrt{\frac{0,05 K_e}{K_a}} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Cette concentration est bien très faible devant 0,05, ce qui est cohérent avec l'hypothèse d'une réaction peu avancée.

On en déduit $[\text{H}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]} = 8,0 \cdot 10^{-11} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 10,1$.

L'eau de javel a un pH de 10,1.

On se trouve sur la frontière de prédominance 4, à pH = 10,1 ; on lit sur le diagramme un potentiel d'équilibre $E = 1,11 \text{ V}$.

Ce résultat peut se retrouver par le calcul, mais comme on n'a pas calculé E°_4 , on peut par exemple utiliser $E = E^\circ_3 + \frac{e^\circ}{2} \log \frac{[\text{HClO}][\text{H}^+]}{[\text{Cl}^-]} = E^\circ_3 + \frac{e^\circ}{2} \log \frac{\epsilon[\text{H}^+]}{C_{\text{Cl}^-}} = 1,11 \text{ V}$.

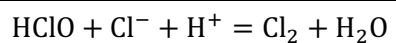
L'eau de javel a un potentiel de 1,11 V.

L'eau de javel possède donc un potentiel élevé ; c'est une solution **très oxydante** car elle contient l'ion **hypochlorite** ClO⁻ en concentration élevée.

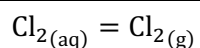
Elle ne contient que des traces de dichlore, qui n'est pas stable dans ces conditions.

7) Lors d'un excès d'acide fort, il se produirait la réaction quasi-totale ClO⁻ + H⁺ = HClO, puis le pH diminuerait fortement, jusqu'à des valeurs de 1, voire 0...

Dans ces conditions, HClO et Cl⁻ sont dans des domaines disjoints et ils réagiraient selon une médiamutation quasi-totale produisant du dichlore (inverse de la réaction de la question 5) :



Cela produirait donc des concentrations élevées de dichlore. Or cette molécule étant peu soluble dans l'eau et le dichlore étant gazeux dans les conditions normales, une grande quantité de gaz serait libérée dans l'atmosphère selon :



Le dichlore est un gaz **très toxique et suffocant**, il faut donc absolument éviter ce dégagement et ne jamais acidifier de l'eau de javel !

8) On reporte le point ($\text{pH} = 10,1$; $E = 1,11 \text{ V}$) sur le diagramme potentiel-pH du fer (voir document). On se trouve dans le domaine de stabilité de l'hydroxyde ferrique $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

On s'attend donc à l'oxydation des ions Fe^{2+} selon :

