

Correction – TD – Réactions d'oxydoréduction

I Principe du titrage suivi par potentiométrie [●○○]

1 - À l'équivalence, MnO_4^- et Fe^{2+} sont introduits en proportions stoechiométriques :

$$\frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{5} = n_{\text{MnO}_4^-} \text{ versé, soit } \boxed{\frac{c_0 V_0}{5} = c_b V_{\text{éq.}}}$$

2 - Sur le graphique on estime $V_{\text{éq}} = 18 \text{ mL}$.

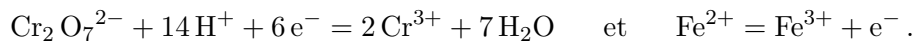
D'après la question précédente, on a $\boxed{c_0 = \frac{5c_b V_{\text{éq}}}{V_0} = 0,18 \text{ mol/L}}$

3 - On ne peut mesurer le potentiel de la solution, E_{solution} , que par rapport à une référence $E_{\text{réf}}$ de potentiel. En effet, un voltmètre mesure une différence de potentiel. On utilise donc :

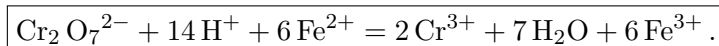
- Une électrode qui prend le potentiel E_{solution} de la solution.
Elle est choisie en fonction des couples redox en jeu, par exemple on prend une électrode de platine ou de carbone si le couple en jeu est $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, ou bien une électrode de cuivre si le couple en jeu est $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}_{(s)}$, etc.
- Une électrode de référence, dont le potentiel est connu et reste fixe par construction, par exemple l'électrode à Ag/AgCl décrite dans le cours.

II Principe d'un titrage en retour [●●○]

1 - Demi-équations :



D'où en ajoutant la 1^{re} et 6 fois la 2^e, l'équation bilan du titrage direct :



2 - $K^\circ \gg 1$, donc la réaction est **quantitative** (quasi-totale), ce qui la rend bien adaptée à un titrage (à condition qu'elle soit aussi rapide).

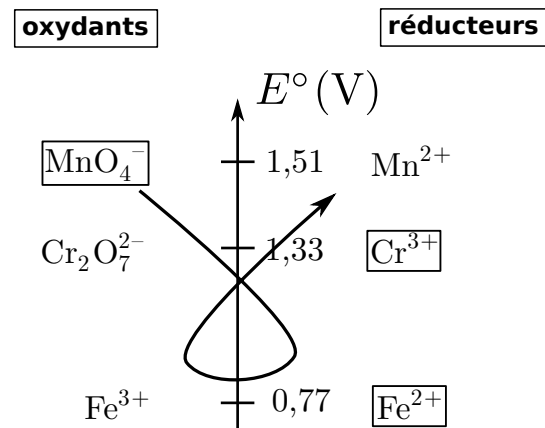
Cependant, elle consomme une espèce orange et une espèce verte et forme une espèce orange et une espèce verte : **le changement de couleur à l'équivalence risque d'être peu visible.**

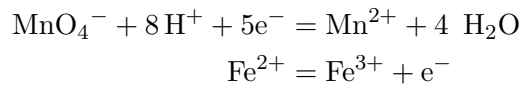
3 -

Une échelle des E° montre que le permanganate MnO_4^- peut réagir avec les ions Fe^{2+} ou Cr^{3+} qui sont tous deux présents.

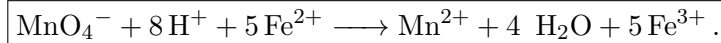
Toutefois, le gamma est plus grand avec les ions fer (dit autrement, la différence des E° est plus importante), donc c'est avec eux qu'ils réagissent.

L'équation du titrage concerne donc les couples $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, de demi-équations :

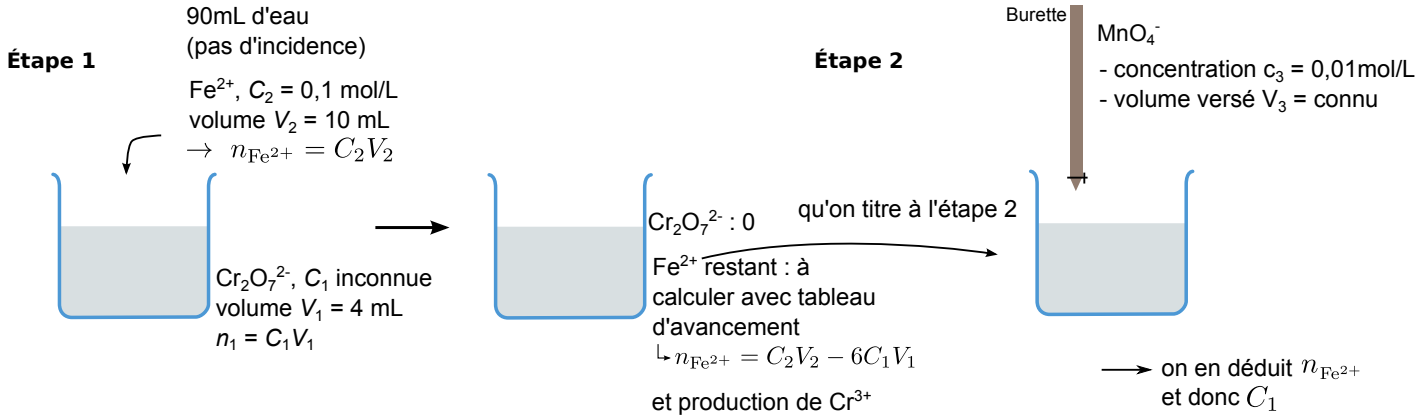




ce qui donne



4 - Il faut bien comprendre chacune des étapes. On s'aide au besoin de schémas comme ci-dessous.



★ L'étape 1 fait réagir tous les ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ avec les ions Fe^{2+} (en excès), donc à l'issue de cet étape on a :

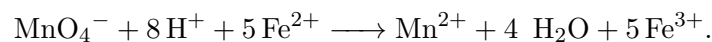
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	+	6 Fe^{2+}	+	14H^+	=	2Cr^{3+}	+	6Fe^{3+}	+	$7\text{H}_2\text{O}$
EI	$C_1 V_1$		$C_2 V_2$								
ξ	$C_1 V_1 - \xi$		$C_2 V_2 - 6\xi$								
EF	0		$C_2 V_2 - 6C_1 V_1$								

Pour compléter la dernière ligne on a utilisé le fait que c'est $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ qui est limitant, donc $\xi_f = \xi_{\text{max}} = C_1 V_1$.

On n'a pas rempli les autres colonnes car elles sont inutiles pour la suite.

On en déduit qu'à la fin de l'étape 1, il y a dans le bécher $n_{\text{Fe}^{2+}} = C_2 V_2 - 6C_1 V_1$.

★ Étape 2 : ces $n_{\text{Fe}^{2+}}$ moles sont titrées par MnO_4^- selon la réaction écrite à la question précédente :



À l'équivalence de ce titrage, on a donc :

$$\frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{5} = \frac{n_{\text{MnO}_4^-, \text{versé}}}{1}, \text{ soit } \frac{C_2 V_2 - 6C_1 V_1}{5} = \frac{C_3 V_{3E}}{1}.$$

On isole ensuite la concentration C_1 en ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$:

$$C_1 = \frac{C_2 V_2 - 5 C_3 V_{3E}}{6 V_1} = 1,7 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

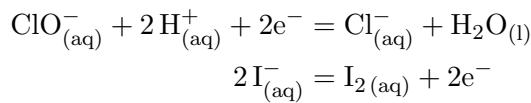
III Principe d'un titrage indirect



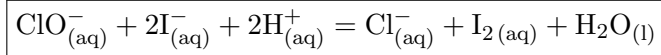
1 - Si on introduit d'abord l'acide chlorhydrique, les ions H^+ réagissent avec ClO^- pour former du dichlore gazeux selon la réaction donnée par l'énoncé : ce n'est pas ce que l'on veut.

On verse donc d'abord I^- pour avoir une première réaction entre ClO^- et I^- (ceci forme IO_3^- , mais vous ne pouvez pas le deviner), puis on verse H^+ . La réaction bilan de tout ceci est obtenue à la question suivante.

2 -



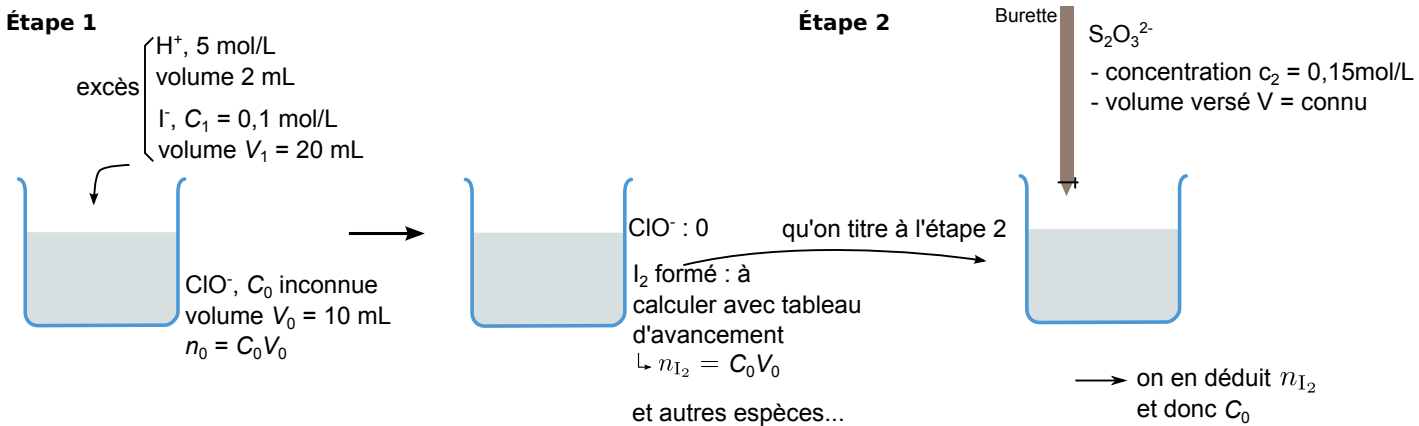
D'où :



On peut dire que sur une échelle de E° , le gamma est dans le bon sens, donc $K^\circ \gg 1$. La réaction a donc toutes les chances d'être quasi-totale.

Remarque : Pour vraiment conclure il faudrait prendre en compte le pH et utiliser un diagramme E-pH, vu au prochain chapitre.

3 - Faisons un schéma pour bien comprendre les étapes :



L'énoncé indique que I^- est introduit en excès. Quant à H^+ , on en introduit $5 \times 2 \cdot 10^{-3} = 10$ mmol, soit davantage que de I^- ($20 \times 0,1 = 2$ mmol) et il intervient avec le même coefficient stœchiométrique dans l'équation, donc il est aussi en excès.

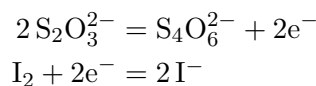
On a donc :

	ClO^-	+	$2H^+$	+	$2I^-$	=	Cl^-	+	I_2	+	H_2O
EI	c_0V_0		excès		excès				0		
ξ	$c_0V_0 - \xi$		excès		excès				ξ		
EF	0		excès		excès				c_0V_0		

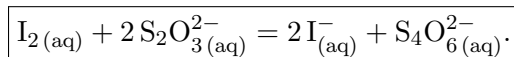
Ainsi dans l'état final $n_{I_2} = c_0V_0$.

4 - Il s'agit ensuite de titrer I_2 par les ions $S_2O_3^{2-}$: ceci permettra de remonter à c_0 puisque n_{I_2} en dépend.

La réaction de titrage implique les couples $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$ et $I_{2(aq)}/I^-$:



D'où :

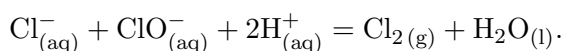


5 - À l'équivalence :

$$\frac{n_{I_2 \text{ initial}}}{1} = \frac{n_{S_2O_3^{2-} \text{ versé}}}{2} \quad \text{soit} \quad c_0V_0 = \frac{c_2V_E}{2} \quad \text{d'où} \quad \boxed{c_0 = \frac{c_2V_E}{2V_0} = 0,15 \text{ mol/L.}}$$

6 - La solution commerciale a été diluée 10 fois, donc sa concentration est $c = 1,5 \text{ mol/L}$.

Il faut ensuite en déduire le degré D . Vu sa définition, il faut calculer la quantité de matière de Cl_2 produit par la réaction totale suivante, pour $V = 1 \text{ L}$ de solution :



On a initialement $n_{\text{ClO}^-} = cV = 1,5 \text{ mol}$.

Ceci produit donc aussi $n_{\text{Cl}_2} = cV = 1,5 \text{ mol}$ de $\text{Cl}_{2(\text{g})}$.

On a donc un volume de gaz dichlore donné par la loi des gaz parfaits :

$$V_{\text{Cl}_2} = \frac{n_{\text{Cl}_2} RT}{p} = 3,4 \times 10^{-2} \text{ m}^3 = 34 \text{ L.} \quad \text{D'où } \boxed{D = 34^\circ}.$$

C'est proche des 36° indiqués sur l'étiquette. Il est normal de trouver moins, car les ions ClO^- ne sont pas stables et disparaissent lentement avec le temps.

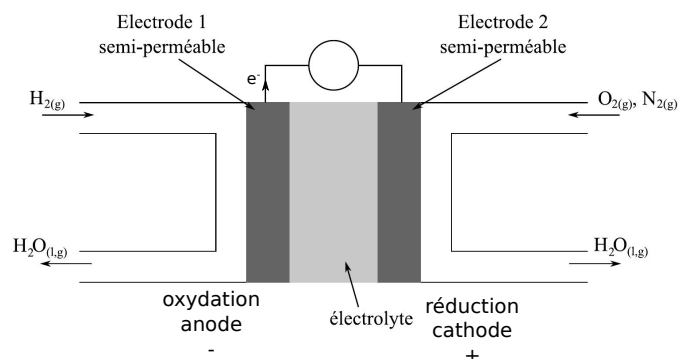
IV Pile à combustible à oxyde solide [● ● ○]

1 -

Électrode 1 : H_2 est transformé en H_2O , donc il est oxydé. Il s'agit donc de l'anode.

Électrode 2 : O_2 est transformé en H_2O , donc il est réduit. Il s'agit donc de la cathode.

L'oxydation à l'anode libère des électrons ($\text{Red} = \text{Ox} + n e^-$), donc les électrons partent de l'anode et arrivent dans la cathode.



2 - $\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{H}^+ + 2e^-$ et $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$.

3 - C'est le dihydrogène qui est oxydé. C'est donc lui le combustible.

4 - En combinant les deux demi-équations : $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$.

5 - Formule de Nernst pour l'anode : $E_- = E_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}^\circ + \frac{0,06}{2} \log \left(\frac{[\text{H}^+]^2}{p_{\text{H}_2}} \right) = 0 \text{ V}$.

Pour la cathode : $E_+ = E_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}^\circ + \frac{0,06}{4} \log (p_{\text{O}_2} \times [\text{H}^+]^4) = 1,23 \text{ V}$.

La tension de la cellule est donc $\boxed{U = E_+ - E_- = 1,23 \text{ V}}$.

(Remarque : on ne sait pas quelles sont les conditions exactes de pH et de pression dans les cellules automobiles, mais on gardera ce chiffre pour la suite.)

6 - **Indices** : les N cellules sont en série, donc la tension totale est la somme des tensions de chaque cellule. Connaissant la puissance, on peut en déduire le courant.

Considérons ensuite une durée Δt de fonctionnement. Le courant doit nous permettre de remonter à la charge débitée pendant Δt , donc au nombre de mole d'électrons, donc au nombre de mole de H_2 (attention : il y a consommation en série de H_2 dans les 370 cellules).

Réponse complète :

Les N cellules en série délivrent une tension $U = NU_1 = 455 \text{ V}$.

La puissance est $\mathcal{P} = UI$, d'où un courant débité $I = \frac{\mathcal{P}}{NU_1} = 250,5 \text{ A}$.

Considérons ensuite une durée Δt de fonctionnement. Le courant doit nous permettre de remonter à la charge débitée pendant Δt :

$$Q = I \times \Delta t.$$

Donc la quantité de matière d'électrons débités est :

$$n_{e^-} = \frac{Q}{F} = \frac{I \Delta t}{F}.$$

Il faut ensuite voir à combien de moles de H_2 ceci correspond.

La demi-équation indique $H_2 \longrightarrow 2H^+ + 2e^-$, donc un H_2 produit deux électrons.

Mais attention : pour deux électrons qui sortent de la pile, il a fallu alimenter simultanément les $N = 370$ cellules, donc il y a eu consommation de 370 molécules de H_2 .

On a donc

$$n_{H_2} = \frac{N}{2} n_{e^-}, \text{ soit en remplaçant } n_{H_2} = \frac{\mathcal{P}}{2U_1 F} \Delta t.$$

Par exemple pour $\Delta t = 1 \text{ h}$, on obtient $n_{H_2}/\Delta t = 1720 \text{ mol/h}$.

Il faut enfin voir que les réservoirs contiennent $n_{H_2} = \frac{5 \text{ kg}}{2 \text{ g/mol}} = 2500 \text{ mol}$, on a donc un fonctionnement assuré pendant

$$\Delta t = \frac{2500 \text{ mol}}{1720 \text{ mol/h}} = 1,45 \text{ h}.$$

On a donc, à pleine puissance, environ 1h30 d'autonomie. La pleine puissance correspond à la vitesse maximale, annoncée à 175 km/h : on parcourt donc 263 km. Ceci semble assez cohérent. Le constructeur indique une autonomie de 500 km, mais ce n'est certainement pas à pleine puissance, et c'est avec l'aide d'une batterie électrique auxiliaire qui se recharge lors des phases de freinage.

- 7 - Le gros avantage de la pile à combustible est qu'elle ne rejette que de l'eau, et aucune substance polluante. Les deux inconvénients majeurs sont le stockage du dihydrogène (qui est explosif), et sa production qui nécessite soit de l'extraire directement (rare aujourd'hui), soit de le produire par électrolyse de l'eau (c'est le processus inverse de la pile), mais ceci nécessite de l'électricité, qu'il faut produire de préférence de façon propre !

V Obtention d'un E° par combinaison d'autres E° [●○○]

1 - - Cu^{2+}/Cu^+ : $Cu^{2+} + e^- = Cu^+$, $E = E^\circ_{Cu^{2+}/Cu^+} + 0,06 \log \frac{[Cu^{2+}]}{[Cu^+]}$.

- Cu^+/Cu : $Cu^+ + e^- = Cu_{(s)}$, $E = E^\circ_{Cu^+/Cu_{(s)}} + 0,06 \log [Cu^+]$.

- Cu^{2+}/Cu : $Cu^{2+} + 2e^- = Cu_{(s)}$, $E = E^\circ_{Cu^{2+}/Cu} + \frac{0,06}{2} \log [Cu^{2+}]$.

- 2 - On remarque que la somme des deux premières demi-équations donne la troisième. Sommons donc les deux premières formules de Nernst :

$$2E = E^\circ_{Cu^{2+}/Cu^+} + 0,06 \log \frac{[Cu^{2+}]}{[Cu^+]} + E^\circ_{Cu^+/Cu_{(s)}} + 0,06 \log [Cu^+]$$

Soit :

$$E = \frac{E^\circ_{Cu^{2+}/Cu^+} + E^\circ_{Cu^+/Cu_{(s)}}}{2} + \frac{0,06}{2} \log [Cu^{2+}]$$

Par identification avec la formule de Nernst du couple Cu^{2+}/Cu , on en déduit :

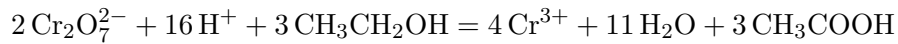
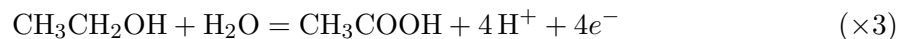
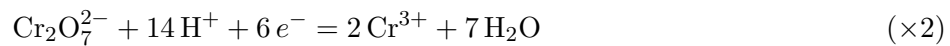
$$E^\circ_{Cu^{2+}/Cu} = \frac{E^\circ_{Cu^{2+}/Cu^+} + E^\circ_{Cu^+/Cu_{(s)}}}{2} = 0,34 \text{ V}.$$

Remarque : On ne tombe pas toujours sur la moyenne, cela dépend des coefficients stoechiométriques et de la combinaison effectuée.

VI Éthylotest

[●●○]

- 1 - Les espèces en présence sont l'éthanol et le dichromate. L'équation bilan de la transformation s'obtient à partir des demi-équations.



L'éthanol (réducteur) est oxydé et le dichromate (oxydant) est réduit.

- 2 - La transformation met en jeu un échange de $6 \times 2 = 4 \times 3 = 12$ électrons. La constante d'équilibre s'écrit donc

$$K^\circ = 10^{\frac{12}{0,06}(E_1^\circ - E_2^\circ)} = 10^{228} (!!)$$

Il s'agit d'une transformation (quasi) totale.

- 3 - Si la concentration massique sanguine vaut $\tau_s = 0,50 \text{ g L}^{-1}$ alors la concentration massique dans l'air expiré vaut

$$\tau_a = \frac{\tau_s}{2100} = 2,4 \times 10^{-4} \text{ g L}^{-1}$$

On en déduit la concentration molaire

$$c_a = \frac{\tau_a}{M_{\text{éthanol}}} = 5,2 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$$

- 4 - Dans le ballon de 1 L, il y a $n_0 = 5,2 \times 10^{-6}$ mol d'éthanol.

Pour que tous les cristaux situés avant le trait de jauge se colorent en vert lorsque l'alcoolémie atteint sa valeur limite, il faut que la quantité de dichromate de potassium qui s'y trouve permette d'oxyder ces n_0 moles d'éthanol.

Soit donc n_i la quantité de matière de dichromate de potassium présente avant le trait de jauge. Tableau d'avancement :

	$2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	+	$3\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	+	etc.
état initial	n_i		n_0		
état final	$n_i - 2\xi_f$		$n_0 - 3\xi_f$		

On veut que les deux réactifs soient épuisés en même temps, donc que $n_i - 2\xi_f = 0$ et $n_0 - 3\xi_f = 0$.

Donc $\frac{n_i}{2} = \xi_f = \frac{n_0}{3}$ (ceci correspond aux proportions stœchiométriques, on aurait pu le dire directement), donc

$$n_i = \frac{2}{3}n_0$$

La masse à placer avant le trait de jauge vaut donc

$$m = \frac{2}{3}n_0 M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 1,0 \text{ mg}$$