CHIMIE – TD – Extraits concours

Exercice 1 – Centrale TSI 2024

1) Il s'agit de la soude ou hydroxyde de sodium. Il s'agit d'une base forte dans l'eau (Na^+, HO^-).

2) On calcule la concentration en ions HO^- : $Na(OH) \longrightarrow Na^+ + HO^-$

$$\Rightarrow \quad n(HO^-) = \frac{m(Na(OH))}{M(Na(OH))}$$

$$[HO^-] = \frac{n(HO^-)}{V} \qquad \text{A.N} : \quad [HO^-] = \frac{2}{3 \times 40} = 0{,}017 \text{ mol/L}$$

$$pH = 14 + \log([HO^-]) \quad \Rightarrow \quad \boxed{pH = 12{,}2}$$

3) La première acidité de H_2SO_4 est forte : H_2SO_4 n'existe pas dans l'eau

$$H_2SO_4 + H_2O \longrightarrow HSO_4^- + H_3O^+ \quad \text{réaction totale.}$$

4) $HSO_4^- + H_2O = H_3O^+ + SO_4^{2-} \quad \Rightarrow \quad K_a = \frac{[H_3O^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$

Les deux courbes de prédominance se croisent à pH = 1,8, on a alors :

$$[SO_4^{2-}] = [HSO_4^-] \quad \Rightarrow \quad K_a = [H_3O^+] \text{ et } pH = pK_a$$

$$\Rightarrow \quad \boxed{pK_a = 1{,}8}$$

5) La base conjuguée de NH_4^+ est l'ammoniac NH_3 (Rq : la solution aqueux obtenue par dissolution du gaz $NH_{3(g)}$ dans l'eau est appelée ammoniaque)

$$NH_4^+ + H_2O = NH_3 + H_3O^+$$

$$K_a = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = 10^{-9{,}2} \text{ d'après les données}$$

6) $NH_4^+ + HO^- = NH_3 + H_2O$

$$K = \frac{[NH_3]\,[H_3O^+]}{[NH_4^+]\,[HO^-]\,[H_3O^+]} = \frac{K_a}{K_e}$$

A.N : $K = 10^{4{,}8}$ $\qquad K > 10^3$ cette réaction est quantitative

Exercice 2 - Centrale MPi 2026

1) Au niveau de l'électrode (A) il s'agit du couple H^+/H_2 en milieu basique

$$2H^+ + 2e^- = H_2 \qquad E_2^\circ = 0\,V$$

$$2H_2O + 2e^- = H_{2(g)} + 2HO^- \qquad E_1^\circ = -0{,}83\,V$$

Au niveau de l'électrode (B) on observe le couple Cl_2/Cl^-

$$Cl_2 + 2e^- = 2Cl^-$$

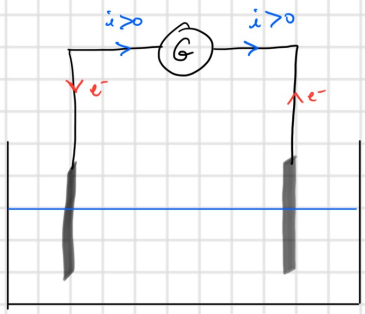
Equation bilan :

$$2H_2O + 2Cl^- = Cl_{2(g)} + H_{2(g)} + 2HO^-$$

(I : +I → 0, n.o ↗ ; H : +I → 0, n.o ↘)

2) Cl^- est oxydé en Cl_2 H_2O est réduit en H_2.

3)



(B) $2Cl^- = Cl_2 + 2e^-$

oxydation (anode)

(A)

$2H_2O + 2e^- = H_2 + 2HO^-$

Réduction (cathode)

4) On doit apporter de l'énergie à travers le générateur pour observer la réaction (1) ⇒ elle n'est pas thermodynamiquement favorisée.

5) $Cl_2 + 2e^- = 2Cl^-$ $\qquad E_3 = E_3^\circ + \frac{0{,}06}{2}\log\left(\frac{P_{Cl_2}}{P^\circ [Cl^-]^2}\right)$

$$2ClO^- + 2e^- + 4H^+ = Cl_2 + 2H_2O$$

$$E_4 = E_4^\circ + \frac{0{,}06}{2}\log\left(\frac{[ClO^-]^2 [H^+]^4 P^\circ}{P_{Cl_2}}\right)$$

À l'équilibre $E_3 = E_4$

$$E_3^\circ + \frac{0{,}06}{2}\log\left(\frac{P_{Cl_2}}{P^\circ [Cl^-]^2}\right) = E_4^\circ + \frac{0{,}06}{2}\log\left(\frac{[ClO^-]^2 [H^+]^4 P^\circ}{P_{Cl_2}}\right)$$

$$\Rightarrow \frac{0{,}06}{2}\log\left(\frac{[ClO^-]^2 [H^+]^4 [Cl^-]^2 P^{\circ 2} [HO^-]^4}{(P_{Cl_2})^2 [HO^-]^4 [Cl^-]^2}\right) = E_3^\circ - E_4^\circ$$

$$\Rightarrow 0{,}06 \log(K \cdot K_e^2) = E_3^\circ - E_4^\circ \qquad A.N : K \cdot 10^{-28} = 10^{15{,}7} \Rightarrow K = 10^{43{,}7}$$

6) Lors de l'étape 1, le courant est constant $i = 20\,A$

$$\Rightarrow dq = i\,dt \quad \text{soit} \quad Q = i\,\Delta t$$

A.N : $Q = 20 \times 3600$ C

$$n(e) = \frac{Q}{\mathcal{F}} \Rightarrow n(e^-) = 0{,}75 \text{ mol}$$

Le passage de $2e^-$ entraine la formation d'un Cl_2 et donc d'un ion ClO^-

$$\rightarrow n(ClO^-) = \frac{0{,}75}{2} \text{ mol} = 0{,}375 \text{ mol}$$

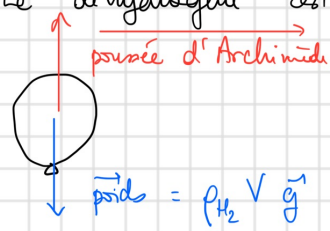
7) Il faudrait $n(Cl^-) = n(e^-)$ ions Cl^- soit une masse $m = n(Cl^-) \cdot M(NaCl)$ de chlorure de sodium.

A.N : $m = 0{,}75 \cdot (23 + 35{,}5) = 43{,}9$ g

Exercice 3 - e3a MPi 2026

1) Le dihydrogène est un gaz moins dense que l'air ($PV = nRT \Rightarrow \rho = \frac{m}{V} = \frac{MP}{RT}$

et $M_{H_2} = 2$ g/mol $< M_{air} = 29$ g/mol)



$\rho_{H_2} < \rho_{air} \Rightarrow$ mouvement vers le haut

2) Une base forte est une espèce chimique susceptible de capter un proton H^+ qui réagit totalement avec H_2O

$[HO^-] = 10^{-1}$ mol/L $\Rightarrow$ pH = 13

3) Dans $Al_{(s)}$: n.o $(Al) = 0$

Dans $Al(OH)_4^-$: n.o $(Al) + 4(-2+1) = -1 \Rightarrow$ n.o $(Al) = +III$

(on a $Al^{3+} + 4\,HO^- = Al(OH)_4^-$)

$$\underbrace{Al(OH)_4^-}_{\text{oxydant}} + 3e^- + 4H^+ = \underbrace{Al}_{\text{réducteur}} + 4H_2O$$

$+III$ $\qquad$ 0

n.o ↓ réduction

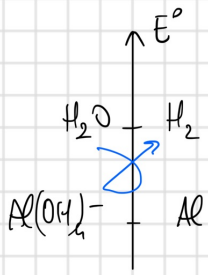
4) $Al(OH)_4^- + 3e^- = Al + 4\,HO^-$

$2H_2O + 2e^- = H_{2(g)} + 2HO^-$

Bilan : $2Al + 8\,HO^- + 6\,H_2O = 2\,Al(OH)_4^- + 3H_2 + 6\,HO^-$

$$\Rightarrow \quad 2Al_{(s)} + 2HO^- + 6H_2O = 2\,Al(OH)_4^- + 3H_{2(g)}$$

5)



$E_2^\circ > E_1^\circ$ et $(E_2^\circ - E_1^\circ) \gg 0{,}06$ V

$\Rightarrow$ cette réaction est thermodynamiquement favorisée et donc quasi totale.

6) D'après la loi des gaz parfaits : $n_{H_2} = \frac{PV}{RT}$

D'après le tableau d'avancement :

	$2Al$	$+ 2HO^-$	$+ 6H_2O$	$=$	$2Al(OH)_4^-$	$+ 3H_2$
initial	n_0	Excès	Excès		—	—
final	$n_0 - 2x$				$2x$	$3x$

$n_0 - 2x = 0$ car Al limitant

On a ainsi $\begin{cases} n_0 = 2x \\ 3x = n_{(H_2)} \end{cases} \Rightarrow n_0 = \frac{2}{3} n_{H_2}$

$\Rightarrow m_{Al} = M \cdot \frac{2}{3} \times \frac{PV}{RT}$ A.N : $m_{Al} = 27 \times \frac{2}{3} \frac{10^5 \times 5.10^{-3}}{8{,}3 \times 298}$

$= \frac{9.10^3}{8{,}3 \times 298}$

$\Rightarrow \boxed{m_{Al} = 3{,}6 \text{ g}}$

Exercice 4 - e3a MPi 2024

1) $2SO_2(g) + O_2(g) = 2SO_3(g)$

2) Dans SO_2 : $n.o(S) + 2 \times (-2) = 0 \Rightarrow n.o(S) = +IV$

Dans SO_3 : $n.o(S) + 3 \times (-2) = 0 \Rightarrow n.o(S) = +VI$

$n.o(S)$ augmente lorsqu'on passe de SO_2 à SO_3 : SO_2 est oxydé en SO_3.

3)

	$2SO_2$	$+ O_2$	$= 2SO_3$	$n_{tot,gaz}$
initial	$2n_0$	n_0	/	$3n_0$
à t	$2n_0 - 2\xi$	$n_0 - \xi$	2ξ	$3n_0 - \xi$

$$Q = \frac{(a(SO_3))^2}{(a(SO_2))^2 \; a(O_2)} \Rightarrow Q = \frac{4\xi^2 (3n_0 - \xi)}{4(n_0-\xi)^2 (n_0-\xi)}$$

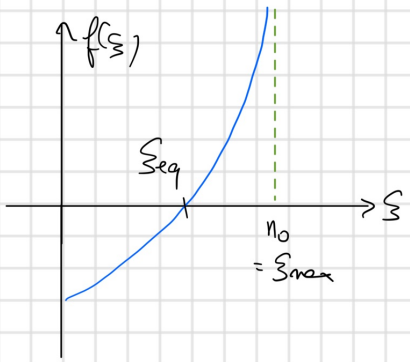
Soit
$$Q = \frac{\left(\frac{\xi}{n_0}\right)^2 \left(3 - \frac{\xi}{n_0}\right)}{\left(1 - \frac{\xi}{n_0}\right)^3}$$

4) A.N : $K(T_0) = \frac{(0,9)^2 \cdot 2,1}{10^{-3}} = 1,7 \cdot 10^3$

$x_{SO_2} = \frac{0,2}{2,1} = 9,5\%$ $\quad x_{O_2} = \frac{0,1}{2,1} = 4,8\%$ $\quad x_{SO_3} = \frac{1,8}{2,1} = 85,7\%$

5) À l'équilibre $Q(\xi_{eq}) = K \Rightarrow f(\xi_{eq}) = 0$

$Q(0) = 0$, $Q(\xi_{max}) \to \infty$



→ ici on peut prendre
$a_0 = 0$
$b_0 = 1$) $f(b_0)$ diverge
mais on n'a pas besoin de le calculer

On considère un intervalle $[a, b]$ dans $[0, 1[$

* si $f\left(\frac{a+b}{2}\right) > 0$ on remplace b par $\frac{a+b}{2}$

* si $f\left(\frac{a+b}{2}\right) < 0$ on remplace a par $\frac{a+b}{2}$

↳ on itère tant que $\left|f\left(\frac{a+b}{2}\right)\right| > \underbrace{\varepsilon}_{\text{précision souhaitée}}$