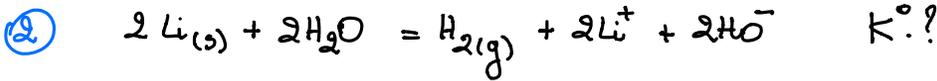


CORRECTION DS 8 option Chimie

Problème 2 : Le lithium

① Le lithium appartient à la famille des alcalins. Ces éléments ont une configuration de valence de type ns^1 . Ils s'oxydent donc facilement (perte d'un e^-) pour acquérir la structure électronique du gaz rare qui le précède : ce sont de bons réducteurs.



Ecrivons les 2 $\frac{1}{2}$ équations électroniques : $2 Li^+ + 2e^- = 2 Li_{(s)} \quad E_1 = E_1^o + \frac{0,06}{2} \log [Li^+]^2$
 $2 H^+ + 2e^- = H_{2(g)} \quad E_2 = E_2^o + \frac{0,06}{2} \log \frac{h^2 P^o}{P_{H_2}}$

⚠ on écrit toujours les $\frac{1}{2}$ équations en milieu acide pour avoir Nernst!

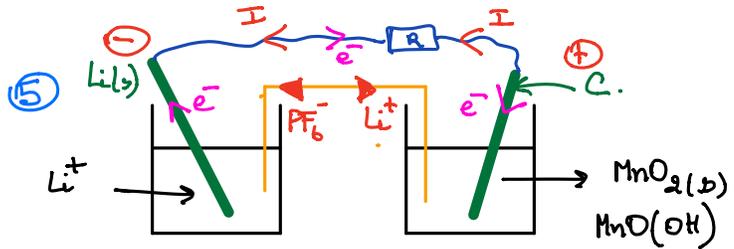
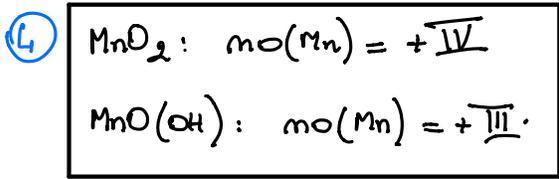
À l'équilibre, il y a égalité des potentiels : $E_{1eq} = E_{2eq}$
 $\Rightarrow E_2^o - E_1^o = \frac{0,06}{2} \log \left(\frac{[Li^+]^2 \cdot P_{H_2}}{P^o \cdot h^2} \right) = \frac{0,06}{2} \log \left(\frac{[Li^+]^2 \cdot P_{H_2} [HO^-]^2}{P^o K_e^2} \right)$
 $\Rightarrow E_2^o - E_1^o = \frac{0,06}{2} \log \frac{K^o}{K_e^2}$

$\Rightarrow K^o = K_e^2 \cdot 10^{\frac{2}{0,06} (E_2^o - E_1^o)}$

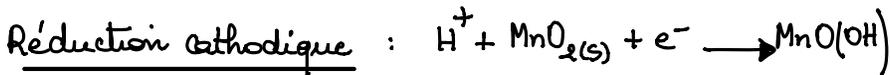
AN: $K^o = 10^{36}$ pour $2e^-$ échangés.

$\Rightarrow R \approx$ quantitative car $K^o = 10^{36}$ pour un e^- échangé.

③ Il faut éviter toute trace d'eau car le Lithium réagit avec l'eau selon une réaction stœchiométrique.



⑥ On on déduit :



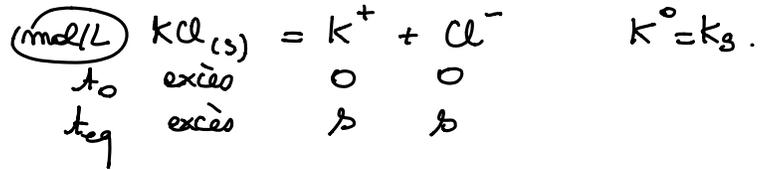
⑧ Capacité de la pile : $Q = \frac{m}{z} \cdot F \cdot \xi_f = F \cdot \frac{m}{M_{Li}}$ AN: $Q = 36500 \times \frac{2}{6,94} = 2,8 \cdot 10^4 C$

On a $Q = I \cdot \Delta t \Leftrightarrow \Delta t = \frac{Q}{I}$ AN $\Delta t = \frac{2,8}{0,1 \cdot 10^{-3}} = 2,8 \cdot 10^4 h$

$\hookrightarrow \Delta t = 8,8 \text{ années}$

Problème I

① Dans la solution saturée,

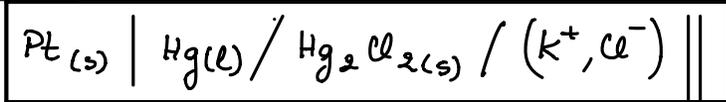


$$\text{On a: } K_s = [\text{Cl}^-]_{eq} \cdot [\text{K}^+]_{eq} = b^2$$

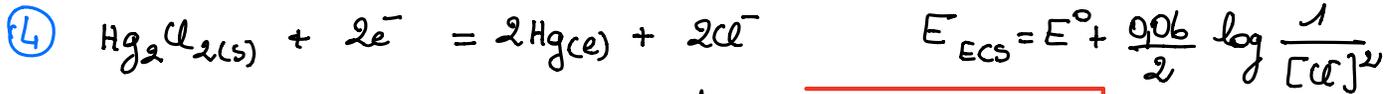
$$\Rightarrow b = [\text{Cl}^-]_{eq} = \sqrt{K_s}$$

$$\text{AN } b = 2,82 \text{ mol/L.}$$

② Notation conventionnelle :



③ Calomel $\text{Hg}_2\text{Cl}_{2(s)}$: $m_0(\text{Hg}) = +I.$

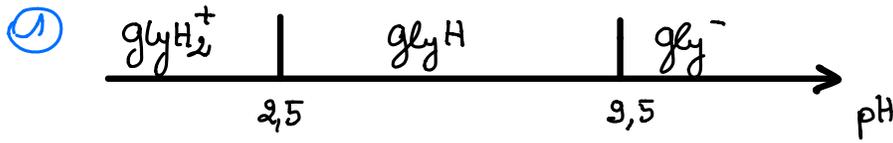


$$\text{On a donc } E_{ECS} = E^\circ + \frac{0,06}{2} \log \frac{1}{K_s} = E^\circ - 0,03 \log K_s$$

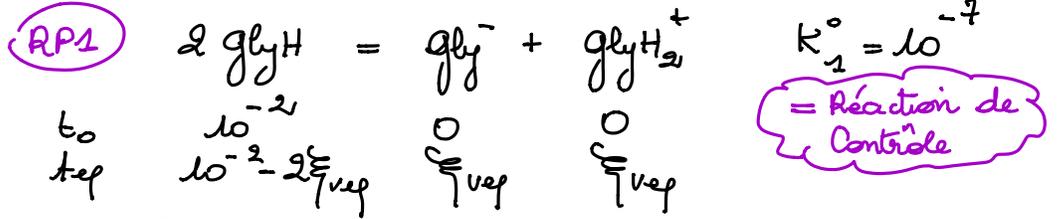
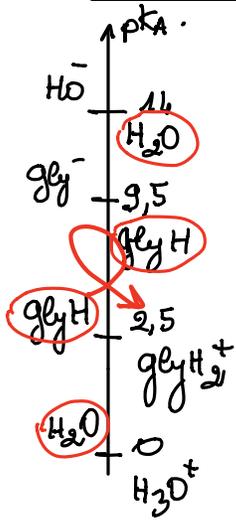
\Rightarrow le potentiel est donc constant à T fixé. C'est une électrode utilisée comme une électrode de référence en potentiométrie.

⑤ AN : $E_{ECS} = 0,24 \text{ V à } 298 \text{ K.}$

Problème 3: La glycine



② Méthode de la RP:



hyp K₁⁰ << 10⁻³ ⇒ on suppose la R² très peu avancée donc ξ_{rep} << 10⁻².

À l'équilibre: $K_1^0 = 10^{-7} = \frac{\xi_{rep}^2}{(10^{-2})^2} \Rightarrow \xi_{rep} = 10^{-5,5} \text{ mol/L}$

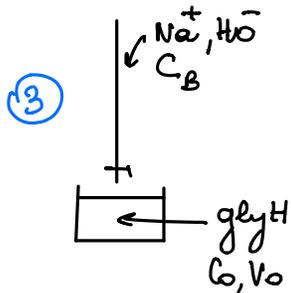
Vérif On a bien ξ_{rep} << 10⁻² mol/L.

Calcul du pH: on peut utiliser n'importe lequel des 2 couples:

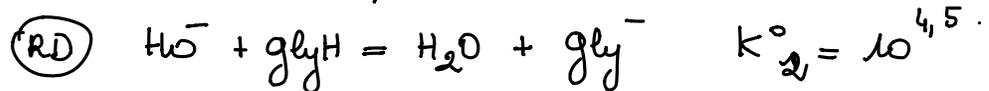
$$\text{pH} = \text{p}K_{A1} + \log \frac{[\text{glyH}]_{eq}}{[\text{glyH}_2^+]_{eq}} = 2,5 + \log \frac{10^{-2}}{10^{-5,5}}$$

pH = 6,0

Vérif On se situe bien dans un domaine où glyH est majoritaire.

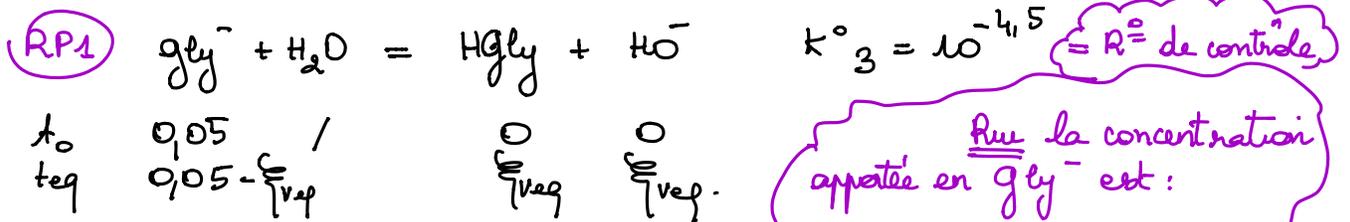


Calcul du pH à l'équivalence:



À l'équivalence, la solution contient: m = 6,0 ml de gly⁻.

Utilisons la méthode de la RP pour calculer le pH:



hyp On suppose la R² peu avancée i.e. ξ_{rep} << 0,05 mol/L.

À l'équilibre: $K_3^0 = 10^{-4,5} = \frac{\xi_{rep}^2}{0,05}$

⇒ ξ_{rep} = √5 · 10^{3,25} mol/L = 1,3 · 10⁻³ mol/L.

Rue la concentration apportée en gly⁻ est:

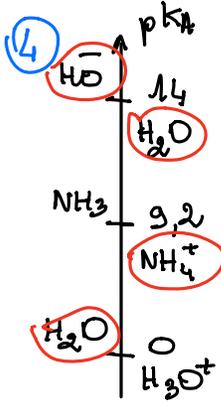
$\frac{C_0 V_0}{V_0 + V_{eq}} = 0,05 \text{ mol/L}$

↳ en effet V_{eq} = 10,0 ml.

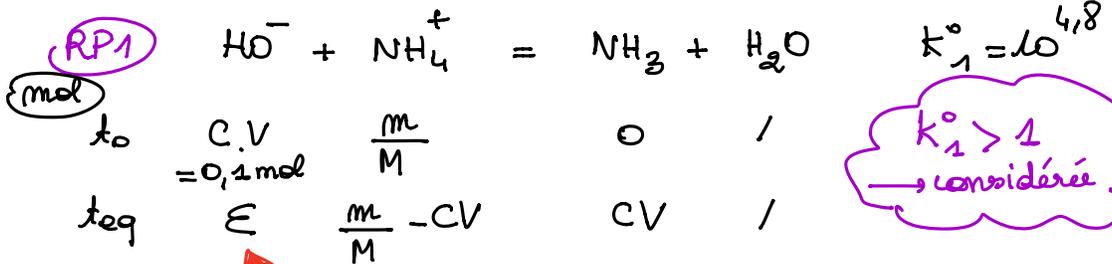
Véif On a bien $\xi_{\text{vef}} \ll 0,05 \text{ mol/L}$.

Calcul du pH: $h = \frac{K_e}{[HO^-]} = 10^{-11,1} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 11,1.$

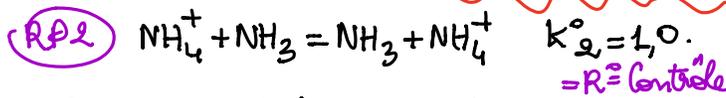
Véif On est bien dans le domaine de majorité de gly^- .



Méthode de la RP:



$K_1^0 > 1$
→ considérée totale



→ les concentrations ne sont pas modifiées.

😊 On veut une solution tampon → elle doit donc contenir à la fin NH_4^+ et NH_3

Calcul du pH: On veut une solution avec $\text{pH} = 10$.

$\text{pH} = 10 = 9,2 + \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 9,2 + \log \frac{\frac{m}{M} - CV}{CV}$

→ $m = 6,2 \text{ g}$.

→ seule inconnue.

⑤ les formes majoritaires sont glyH et gly^- à $\text{pH} = 10$.

Donc $C_0 = [\text{glyH}]_{\text{eq}} + [\text{gly}^-]_{\text{eq}} = 0,10 \text{ mol/L}$.

Or $K_{A2} = \frac{h[\text{gly}^-]}{[\text{glyH}]}$ donc $[\text{gly}^-] = \frac{C_0}{1 + \frac{h}{K_{A2}}}$ et $[\text{glyH}] = \frac{C_0}{1 + \frac{K_{A2}}{h}}$

$[\text{gly}^-] = 7,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

$[\text{glyH}] = 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

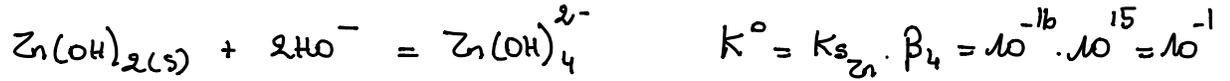
Problème 5 : Séparation de deux ions métalliques

① A la limite d'apparition du précipité : $K_{sZn} = [Zn^{2+}]_f [HO^-]_2^2$ avec $[Zn^{2+}]_f = C_1$.

$$\Leftrightarrow [HO^-]_2 = \sqrt{\frac{K_{sZn}}{C_1}} = \sqrt{\frac{10^{-16}}{10^{-3}}} = 10^{-6,5} \quad \Leftrightarrow pOH = 6,5$$

$$\Rightarrow pH_1 = 14 - 6,5 = 7,5.$$

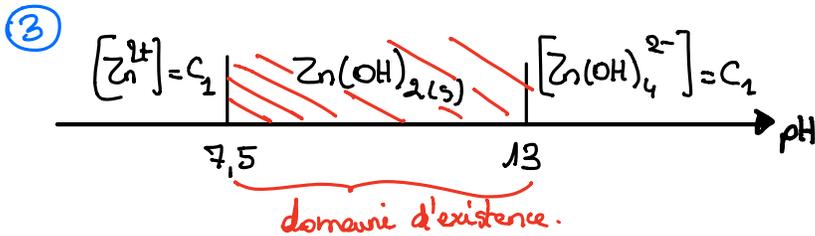
② Réaction de redissolution du précipité :



A la limite de redissolution : $K^\circ = K_{sZn} \beta_4 = \frac{[Zn(OH)_4^{2-}]}{[HO^-]_2^2} = \frac{C_1}{[HO^-]_2^2}$

$$\Leftrightarrow [HO^-]_2 = \sqrt{\frac{C_1}{K^\circ}} = \sqrt{\frac{10^{-3}}{10^{-1}}} = 10^{-1}$$

$$\Leftrightarrow pOH_2 = 1 \quad \text{et} \quad pH_2 = 13.$$



④ Si on précipite 99,9% des ions Fe^{3+} alors $[Fe^{3+}] = 0,1\% \cdot C_2 = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

Or $K_{sFe} = [Fe^{3+}] [HO^-]^3$ d'où $[HO^-] = \dots$ et $pH = 3,0$.

$$\Rightarrow \text{on doit avoir } \boxed{3,0 < pH < 7,0}$$