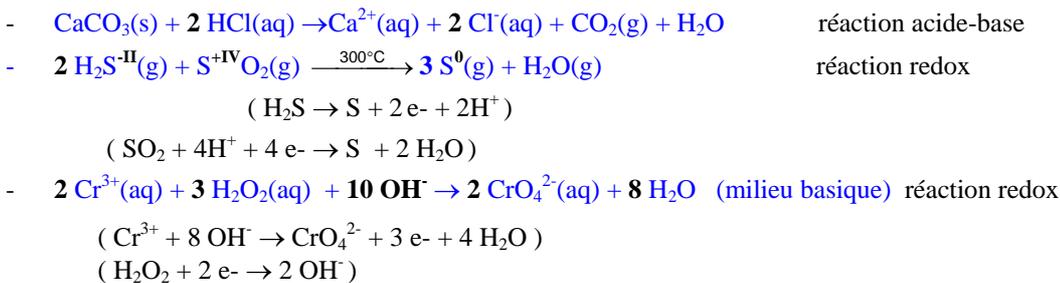


9. /5 Equilibrer les réactions suivantes :



Préciser le type de réaction. Dans le cas des réactions redox, on aura soin d'écrire les demi-réactions associées à chaque couple.

10. /7 Acidimétrie

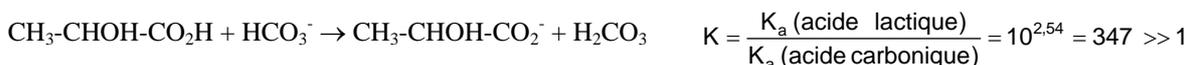
1°) Au cours d'un exercice physique violent, il se forme dans les muscles de l'acide lactique $\text{CH}_3\text{-CHOH-CO}_2\text{H}$ qui peut être éliminé par un tampon du sang, le couple $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^{-}$.

On effectue deux prélèvements de 100mL, l'un de sang normal, l'autre de sang où s'est formé $3 \cdot 10^{-4}$ mole d'acide lactique.

a) Définir en quelques mots le rôle d'une solution tampon.

une solution tampon limite les variations de pH lors de l'ajout d'un acide ou d'une base.

b) Ecrire la réaction acide-base correspondant à l'élimination de l'acide lactique dans le sang. Calculer sa constante d'équilibre. La réaction est-elle totale ?



la réaction est totale

c) Calculer le pH des 2 prélèvements sachant que la composition du sang normal est :

$[\text{H}_2\text{CO}_3] = 0,0014\text{M}$ et $[\text{HCO}_3^{-}] = 0,027\text{M}$

sang normal : $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HCO}_3^{-}]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 6,4 + \log \frac{0,027}{0,0014} = 7,69$



au départ :	$3 \cdot 10^{-3}$	0,027	0	0,0014
à l'équilibre	0	0,024	$3 \cdot 10^{-3}$	0,0044

$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HCO}_3^{-}]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 6,4 + \log \frac{0,024}{0,0044} = 7,14$

Conclusion ? la variation de pH est limitée (-0,55) ; on a bien une solution tampon

2°) Le DLM de l'acide lactique a été tracé pour une concentration de $3 \cdot 10^{-4}$ mole d'acide dans 100mL.

a) Identifier les courbes du DLM

b) Calculer le pH d'une solution contenant $3 \cdot 10^{-4}$ mole d'acide lactique dans 100mL d'eau

équations caractéristiques de la solution :

C.M. $[\text{HA}] + [\text{A}^{-}] = \text{C}$

E.N $[\text{A}^{-}] + [\text{OH}^{-}] = [\text{H}_3\text{O}^{+}]$

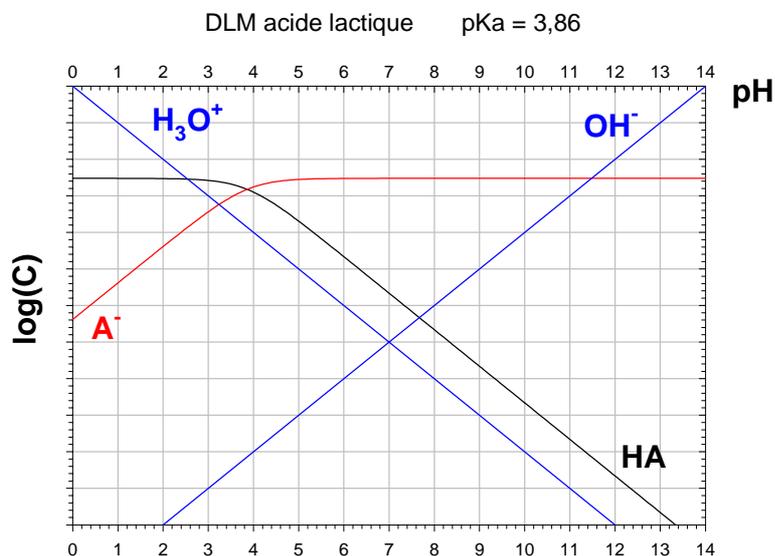
d'après le DLM $[\text{A}^{-}] \gg [\text{OH}^{-}]$

d'où $[\text{A}^{-}] = [\text{H}_3\text{O}^{+}]$ **pH = 3,2**

données : constante d'acidité :

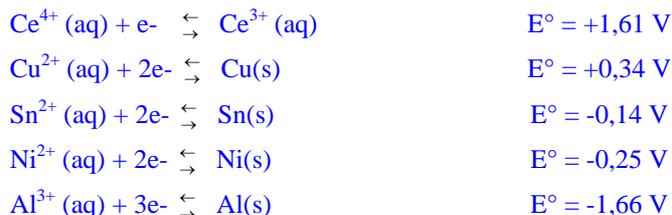
acide lactique $\text{p}K_a = 3,86$

couple $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^{-}$: $\text{p}K_a = 6,4$



11. /7 Construction d'une pile

On considère les demi-réactions suivantes :



- a) A partir de la liste ci-dessus, identifier
- l'agent oxydant le plus puissant,
 - c'est l'oxydant du couple dont le potentiel standard est le plus élevé : **ion Ce^{4+}**
 - l'agent réducteur le plus puissant,
 - c'est le réducteur du couple dont le potentiel standard est le plus faible : **aluminium**
 - le (ou les) ion(s) métallique(s) qui peuvent être réduits par l'étain.
 - l'étain peut être oxydé par l'oxydant d'un couple donc le potentiel standard $E^\circ > -0,14\text{V}$. **Cu^{2+} , Ce^{4+}**
- b) On construit une pile électrochimique avec des électrodes d'aluminium et de nickel dans leurs solutions ioniques respectives. On mesure une différence de potentiel de 1,385 V.
- Calculer la fem standard de cette pile. Ecrire l'équation de fonctionnement de la pile. Quand la pile va-t-elle s'arrêter de débiter?

La fem standard vaut $E^\circ(\text{Ni}/\text{Ni}^{2+}) - E^\circ(\text{Al}/\text{Al}^{3+}) = -0,25 + 1,66$ **$E^\circ_{\text{fem}} = 1,41 \text{ V}$** .
 L'équation de fonctionnement est : **$3 \text{Ni}^{2+} + 2 \text{Al} \rightarrow 3 \text{Ni} + 2 \text{Al}^{3+}$** (il y a 6 e- échangés).

Si les métaux sont en excès, la pile débitera jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'ions Ni^{2+} dans la solution.

- Déterminer la concentration des ions aluminium si celle des ions nickel vaut 0,02 M.

$$E_{\text{fem}} = E(\text{Ni}/\text{Ni}^{2+}) - E(\text{Al}/\text{Al}^{3+}) = 1,50\text{V} \text{ avec } E(\text{Ni}/\text{Ni}^{2+}) = E^\circ(\text{Ni}/\text{Ni}^{2+}) + \frac{0,06}{2} \log[\text{Ni}^{2+}] = -0,30\text{V}$$

$$\text{Le potentiel de l'électrode d'aluminium est } E(\text{Al}/\text{Al}^{3+}) = E^\circ(\text{Al}/\text{Al}^{3+}) + \frac{0,06}{3} \log[\text{Al}^{3+}] = -1,685\text{V} ; [\text{Al}^{3+}] = \mathbf{0,05\text{M}}$$

Tableau périodique et table d'électronégativité

H 2.1																	He
Li 1.0	Be 1.5											B 1.9	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.5	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.7	Cd 1.4	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
Cs 0.7	Ba 0.9	Ln 1.1-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.8	Po 2.0	At 2.2	Rn
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.7	Np-Lr 1.3											