

Questions

- 1) Donner la définition de la cathode et de l'anode d'une pile électrochimique.
- 2) Donner la définition du potentiel standard d'électrode d'un couple redox.
- 3) Exprimer la f.e.m d'une pile de type Daniell en fonction de π et k . Préciser le rôle du pont salin.
- 4) Donner la relation entre les concentrations des ions à $t=0$ et à une date ultérieure t .
- 5) Donner l'expression de la variation de la masse subie par l'une des deux électrodes à l'équilibre en fonction de γ , V et M (masse molaire du métal constituant l'électrode).
- 6) On réalise la pile P_1 symbolisée par $Ni | Ni^{2+}(1M) || Co^{2+}(0,1 M) | Co$. On constate que le courant circule de l'électrode de nickel vers l'électrode de cobalt. On donne $E^{\circ}_{Ni^{2+}/Ni} = -0,25 V$.
Ecrire l'équation de la réaction spontanée qui se produit dans la pile quand elle débite un courant et montrer que le potentiel normal du couple Co^{2+}/Co est inférieur à une valeur que l'on précisera.
- 7) On réalise maintenant la pile de symbole $M_1 | M_1^{2+}(1M) || M_2^{2+}(1M) | M_2$. Sachant que le métal M_2 n'est pas attaquée par une solution d'acide chlorhydrique, préciser les pôles de la pile.
Cette pile cesse de débiter un courant quand $[M_2^{2+}] / [M_1^{2+}] = 10^{-16}$, calculer sa f.e.m initiale.
- 8) On donne $E^{\circ}_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44 V$. On réalise une pile en associant la demi-pile normale à hydrogène avec la demi-pile associée au couple Fe^{2+}/Fe dans les conditions standards. La mesure de sa f.e.m donne $E = 0,44 V$. Faire le schéma annoté de cette pile en précisant toutes les indications.

Exercice n°1

On donne le symbole suivant d'une pile: $Pb | Pb^{2+}(0,1 M) || Sn^{2+}(0,25 M) | Sn$.

- 1) Ecrire l'équation chimique associée à cette pile et calculer la fonction π de cette réaction.
- 2) Sachant que la constante d'équilibre de cette réaction est $K=0,46$. Calculer la f.e.m de la pile.
- 3) Ecrire l'équation de la réaction spontanée, schématiser la pile en indiquant sa polarité, le sens du courant et celui des électrons. Comparer les pouvoirs réducteurs de Pb et Sn.
- 4) Les volumes des deux compartiments sont égaux, dresser le tableau d'avancement relatif à la réaction associée et calculer les concentrations des ions lorsque sa f.e.m aura varié de 10 % de sa valeur initiale.
- 5) On garde la concentration de Pb^{2+} à $0,1 mol.L^{-1}$ et on fait varier à volume constant celle de Sn^{2+} , à partir de quelle concentration de Sn^{2+} on peut inverser les pôles de la pile?

Exercice n°2 Bac Math 13

A l'aide des couples Pb^{2+}/Pb et Sn^{2+}/Sn , on réalise la pile (P) dont la fem E est donnée par $E = E^{\circ} + 0,03 \log [Pb^{2+}]/[Sn^{2+}]$.

219

- 1) Ecrire l'équation chimique associée à cette pile et donner son symbole.
- 2) Pour $[Pb^{2+}] = 0,01 mol.L^{-1}$ et $[Sn^{2+}] = 1 mol.L^{-1}$ la fem de la pile est $E = -0,05 V$
 - a) Ecrire l'équation de la réaction chimique spontanée quand la pile débite et calculer E° .
 - b) Déterminer la valeur du potentiel standard du couple Sn^{2+}/Sn sachant que $E^{\circ}_{Pb^{2+}/Pb} = -0,13V$.
- 3) Calculer la valeur de la constante d'équilibre K relative à l'équation chimique associée à (P).
- 4) Calculer les concentrations de Pb^{2+} et Sn^{2+} lorsque la pile ne débite plus.
- 5) Préciser l'effet de l'ajout sans variation de volume d'une faible quantité d'une solution de sulfate de plomb dans le compartiment de Pb^{2+}/Pb sur le fonctionnement de la pile et sur sa polarité.

Exercice n°3 Bac Sc 13

- 1) On réalise à $25^{\circ}C$ la pile (P_1) de symbole : $Pt | H_2(p=1atm) | H_3O^+(1mol.L^{-1}) || Pb^{2+}(C_1=1mol.L^{-1}) | Pb$. Sa fem vaut $E_1 = -0,13 V$. Donner le schéma annoté de cette pile et déterminer $E^{\circ}_{Pb^{2+}/Pb}$.
- 2) On réalise la pile (P_2) de symbole $Pb | Pb^{2+}(C_1) || Sn^{2+}(C_2) | Sn$. Le volume de chaque demi-pile vaut $V = 0,05 L$. Sa fem initiale vaut $E = -0,04 V$ et sa fem standard vaut $E^{\circ} = -0,01 V$.
 - a) Ecrire les équations des transformations qui se produisent au niveau de chaque électrode.
 - b) Déduire l'équation bilan de la réaction spontanée. Déterminer $E^{\circ}_{Sn^{2+}/Sn}$.
- 3) Après une durée Δt de fonctionnement de (P_2), on constate que le courant s'annule lorsque $[Pb^{2+}] = 3,5 \cdot 10^{-3} mol.L^{-1}$.
 - a) Déterminer alors $[Sn^{2+}]$ et les valeurs de C_1 et C_2 .
 - b) Déterminer la masse du dépôt métallique qui apparaît à la surface de l'une des électrodes pendant la durée Δt . On donne $M_{Pb} = 207 g.mol^{-1}$ et $M_{Sn} = 119 g.mol^{-1}$.
- 4) La pile (P_2) étant usée, on dissout totalement sans variation de volume dans la demi-pile de droite les cristaux de chlorure d'étain. On mesure la fem E_3 de cette nouvelle pile. Ecrire l'équation de la réaction spontanée.

Exercice n°4. (bac 09)

1) On réalise une pile (P) à laquelle est associée l'équation $\text{Ni} + \text{Co}^{2+} = \text{Ni}^{2+} + \text{Co}$.

Schématiser la pile (P) et donner son symbole.

2) L'avant fermée sur un circuit extérieur, la pile (P) devient usée lorsque les concentrations en Ni^{2+} et en Co^{2+} deviennent respectivement égales à $24,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et à $0,113 \text{ mol.L}^{-1}$.

- Calculer la constante d'équilibre relative au sens direct et celle relative au sens inverse.
- Calculer la f.e.m normale E^0 de la pile (P) et comparer les pouvoirs réducteurs de Ni et Co.
- En supposant que les concentrations initiales en Ni^{2+} et en Co^{2+} soient égales, déterminer parmi les réactions (directe) et (inverse) celle qui a rendu la pile usée.

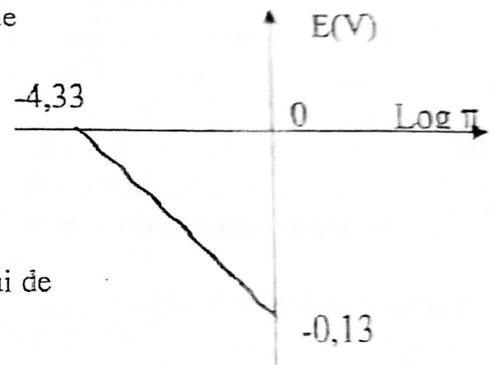
3) En réalité, la mesure de la tension à vide ($V_{\text{Co}} - V_{\text{Ni}}$) aux bornes de la pile (P) donne la valeur $U_0 = 0,01 \text{ V}$. Les volumes des solutions dans les deux compartiments sont égaux.

- Montrer que c'est la réaction (directe) qui se produit spontanément et en déduire que les concentrations initiales $[\text{Co}^{2+}]_0$ et $[\text{Ni}^{2+}]_0$ sont tel que $[\text{Ni}^{2+}]_0 < [\text{Co}^{2+}]_0$.
- Dresser le tableau d'avancement relatif à la réaction (directe) et en déduire que l'avancement volumique final y_r et la concentration finale $[\text{Ni}^{2+}]_r$ sont tel que $[\text{Ni}^{2+}]_r = 2,06 \cdot y_r$.
- Sachant que $[\text{Ni}^{2+}]_r = 24 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, déterminer les concentrations initiales $[\text{Ni}^{2+}]_0$ et $[\text{Co}^{2+}]_0$.

Exercice n°5

Soit la pile formée par les couples X^{2+}/X et Pb^{2+}/Pb . On étudie la variation de la f.e.m E de cette pile en fonction de $\log \pi$.

- Déterminer à partir du graphe l'expression numérique de $E = f(\log \pi)$. Déduire la f.e.m standard E^0 de la pile ainsi que la constante d'équilibre K de la réaction associée à cette pile.
- Sachant que dans les conditions standards le métal X réduit Pb^{2+} , déterminer le potentiels standard du couple X^{2+}/X sachant que celui de Pb^{2+}/Pb est $-0,13 \text{ V}$.

**Exercice n°6.**

La pile alcaline au manganèse contient une électrode négative en Zinc (anode) ainsi qu'une électrode positive (cathode) en matériau inerte sur laquelle le MnO_2 est réduit en Mn_2O_3 . L'électrode positive est une tige d'acier dans cette pile. L'électrolyte est une solution concentrée de KOH. De manière simplifiée on peut concevoir que la réaction rédox qui est à la base du fonctionnement de la pile : $\text{Zn} + 2 \text{MnO}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{Mn}_2\text{O}_3$. La pile alcaline au manganèse permet d'emmagasiner deux fois plus d'énergie électrique que les autres piles sèches, de surcroît elle permet de débiter un voltage soutenu lors de consommations électriques importantes et sa réserve disponible est supérieure à celle des autres piles.

- Identifier les deux couples intervenant dans l'équation de la réaction rédox précédente.
- Ecrire les réactions des demi-équations des réactions ayant lieu aux électrodes.

Exercice n°6. Bac 2015 cont

A/ Une pile bouton est constituée de deux compartiments. Dans le premier, on dispose d'une plaque de zinc (Zn) en contact direct avec un électrolyte constitué d'une solution gélifiée d'hydroxyde de potassium (KOH). Dans le deuxième compartiment, on a de l'oxyde de mercure (HgO) et du graphite en poudre imbibés d'hydroxyde de potassium. L'électrode en graphite constitue le pôle positif et celle en zinc constitue le pôle négatif. Cette pile est symbolisée par : $\text{Zn} | \text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} || \text{HgO} | \text{Hg}$.

- La pile est dite « alcaline ». Justifier cette appellation.
- Donner les couples redox mis en jeu dans cette pile.

2- La pile alimente un circuit extérieur fermé. Ecrire l'équation de la réaction chimique qui se produit spontanément lorsque la pile est utilisée.

BAC 2009

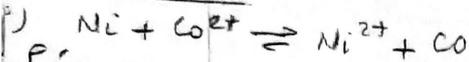
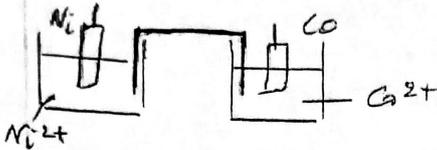


schéma :



symbole : $Ni/Ni^{2+} // Co^{2+}/Co$

2) $\frac{[Ni^{2+}]_{ep}}{[Co^{2+}]_{ep}} = K = 0,215$ (sens direct)

$K' = \frac{1}{K} = 4,65$ (relative au sens inverse)

b) $E^0 = 0,03 \log K = 0,03 \log(0,215) = -0,021 V$

* $E^0 = E^0_{Co^{2+}/Co} - E^0_{Ni^{2+}/Ni} < 0$

$\Rightarrow Co$ est plus réducteur que Ni

c) $E = E^0 - 0,03 \log \pi$, $\pi = 1 \Rightarrow E = E^0 < 0$

\Rightarrow sens inverse spontané \Rightarrow va rendre la pile usée ($E=0$).

3) a) $U_0 = E = 0,01 V > 0 \Rightarrow U_0 > V_{Ni}$

$\Rightarrow Co$ représente le pôle (+) de la pile, Ni pôle (-)

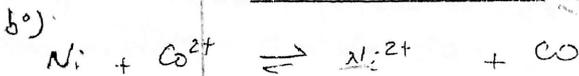
\Leftrightarrow sens direct est spontané.

* $U_0 = E^0 - 0,03 \log \frac{[Ni^{2+}]_0}{[Co^{2+}]_0} > 0$

$\log \frac{[Ni^{2+}]_0}{[Co^{2+}]_0} < \frac{E^0}{0,03}$ avec $E^0 < 0$ d'où

$\log \left(\frac{[Ni^{2+}]_0}{[Co^{2+}]_0} \right) < 0 \Rightarrow \frac{[Ni^{2+}]_0}{[Co^{2+}]_0} < 1$

$\Rightarrow [Ni^{2+}]_0 < [Co^{2+}]_0$



$E = 0 - \frac{0,03}{1} \log \frac{[Ni^{2+}]_0}{[Co^{2+}]_0}$

Après $4f$: $\frac{[Co^{2+}]_0 - 4f}{[Co^{2+}]_0} = \frac{[Ni^{2+}]_0 + 4f}{[Ni^{2+}]_0}$

Alors $\pi = K = \frac{[Ni^{2+}]_f}{[Co^{2+}]_f} = 0,215 = \frac{[Ni^{2+}]_0 + 4f}{[Co^{2+}]_0 - 4f}$

de plus : $E_i = E^0 - 0,03 \log \pi_i$

$\Rightarrow \log \pi_i = \frac{E^0 - E_i}{0,03}$ et $\pi_i = \frac{[Ni^{2+}]_i}{[Co^{2+}]_i} = 10^{\frac{E^0 - E_i}{0,03}}$

$\pi_i = 10^{-1} \Rightarrow [Co^{2+}]_i = 10 [Ni^{2+}]_i$

K sera : $\frac{[Ni^{2+}]_0 + 4f}{10 [Ni^{2+}]_0 - 4f} = 0,215 \Rightarrow$

$[Ni^{2+}]_0 = 1,06 f \Rightarrow [Ni^{2+}]_f = 2,106 f$

c) $4f = \frac{[Ni^{2+}]_f}{2,06} = 1,165 \cdot 10^{-3} mol$

Ex. 10) $E = a \log \pi + b$

avec $a = -0,13/4,33 = -0,03 V$

$b = -0,13 V \Rightarrow E = -0,13 - 0,03 \log \pi$

* $E = E^0 - 0,03 \log \pi \Rightarrow E^0 = -0,13 V$

* Pour $E=0$, $\log \pi = \log K = -4,33$ (ordre)

$\Rightarrow K = 10^{-4,33} = 0,467 \cdot 10^{-4}$

2) X est plus réducteur que Pb.

$\Leftrightarrow E^0_{X^{2+}/X} < E^0_{Pb^{2+}/Pb}$

* Si $E^0 = E^0_{Pb^{2+}/Pb} - E^0_{X^{2+}/X} \Rightarrow$

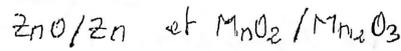
$E^0_{X^{2+}/X} = 0,13 > E^0_{Pb^{2+}/Pb}$: à rejeter

* donc : $E^0 = E^0_{X^{2+}/X} - E^0_{Pb^{2+}/Pb}$

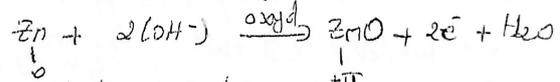
$\Rightarrow E^0_{X^{2+}/X} = E^0 + E^0_{Pb^{2+}/Pb} = -0,26 V$

Pile Alcaline (sèche) (MATH)

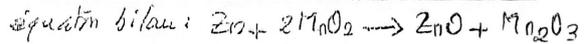
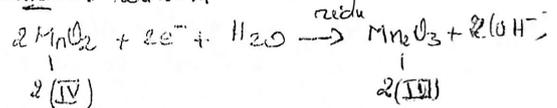
Ex 6 : 1) les couples redox sont :



2) A l'anode : oxydation.

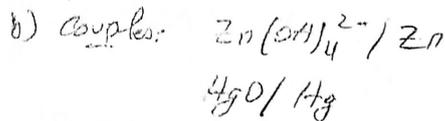


* cathode : réduction

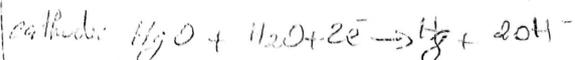
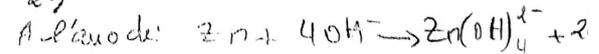


BAC : 2015 contrôle

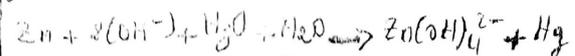
1) a) Pile alcaline car l'un des constituants de l'électrolyte est un alcalin (K_1 E sera colonne du tableau périodique)



2)



bilan :



(991)

Pile électrochimique (1) corrigé.

1

Questions

1°) L'antode correspond à l'électrode qui subit une oxydation (perte d'e⁻) : borne (-).

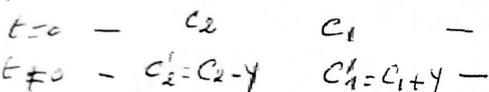
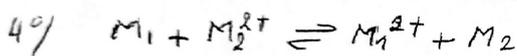
la cathode correspond à l'électrode où ya une réduction (gain d'e⁻) : borne (+).

2°) E°_{oxy/red} est la f.e.m standard de la pile formée par l'EN.H placé à gauche et le couple ox/red placé à droite.

3°) $E = E^{\circ} - \frac{0,06}{n} \log \pi$, à l'équilibre: $\pi = K$ et $E = 0$

$$\Rightarrow E^{\circ} = \frac{0,06}{n} \log K \Leftrightarrow E = \frac{0,06}{n} \log \left(\frac{K}{\pi} \right)$$

le pont salin assure la fermeture du circuit et l'électroneutralité des solutions.

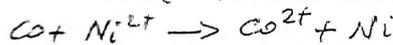


ma: $|c_1' + c_2' = c_1 + c_2$

222

5°) $\Delta n_m = \Delta n_e \cdot M = x_f \cdot M = y_f \cdot V \cdot M$

6°) Ni: borne (+) (réduction) \Rightarrow l'épu spontanée
Co: borne (-) (oxydation)



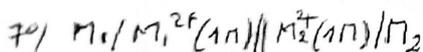
l'épu de la rxn assocée: $Ni + Co^{2+} \rightleftharpoons Ni^{2+} + Co$

la réaction de la sens inverse est spontanée (\Leftrightarrow)
 $E = E^{\circ} - 0,03 \log \pi < 0$ avec $\pi = \frac{[Ni^{2+}]}{[Co^{2+}]} = 10$

$$\Leftrightarrow E = E^{\circ} - 0,03 \log(10) < 0 \Rightarrow E^{\circ} < 0,03$$

avec $E^{\circ} = E^{\circ}_{Co^{2+}/Co} - E^{\circ}_{Ni^{2+}/Ni} < 0,03$

donc $E^{\circ}_{Co^{2+}/Co} < E^{\circ}_{Ni^{2+}/Ni} + 0,03 = -0,22V$



M_2 n'est pas attaqué par H_3O^+ $\Leftrightarrow M_2$ moins réducteur que H. Alors que M_1 est plus réducteur que H ($\Leftrightarrow M_1$ est plus réducteur que M_2 : M_1 représente la borne (-) de la pile
 M_2 la borne (+).

$$K = 10^{16} = \frac{[M_1^{2+}]_{eq}}{[M_2^{2+}]_{eq}}$$

$$E = 0, \quad E^{\circ} = 0,03 \log K = 0,48V$$

$$E = E^{\circ} - \frac{0,06}{n} \log \pi$$

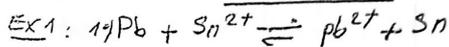
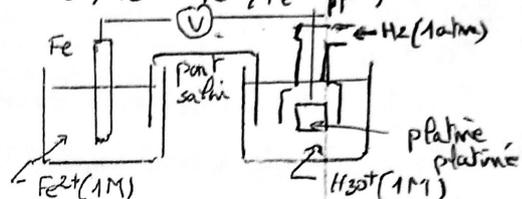
8°) $E^{\circ}_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44V ; E = 0,44V$

$$E = E^{\circ} - 0,03 \log \pi \text{ avec } \pi = 1: \text{ conditions stand}$$

$$\Leftrightarrow E = E^{\circ} = E^{\circ}_D - E^{\circ}_G > 0 \text{ or } E^{\circ}_{Fe^{2+}/Fe} < 0$$

donc nécessairement, le couple Fe^{2+}/Fe est à gauche

$$(E = E^{\circ}_{H_3O^+/H_2} - E^{\circ}_{Fe^{2+}/Fe} > 0)$$



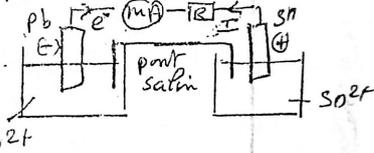
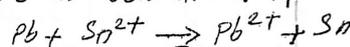
$$\pi = \frac{[Pb^{2+}]}{[Sn^{2+}]} = \frac{0,1}{0,25} = 0,4$$

2°) $E = E^{\circ} - 0,03 \log \pi$ pour $\pi = K ; E = 0$

$$\Rightarrow E^{\circ} = 0,03 \log K = -0,01V$$

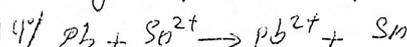
$$E = -0,01 - 0,03 \log(0,4) = 1,83 \cdot 10^{-3}$$

3°) $E > 0 \Rightarrow$ sens direct spontané:



$$E^{\circ} = E^{\circ}_{Sn^{2+}/Sn} - E^{\circ}_{Pb^{2+}/Pb} < 0 \Leftrightarrow$$

$E^{\circ}_{Pb^{2+}/Pb} > E^{\circ}_{Sn^{2+}/Sn}$ donc Pb^{2+} est plus oxydant que Sn^{2+} et Pb est moins réducteur que Sn



$$t=0 \quad - \quad 0,25 \quad 0,1 \quad - \quad \text{molL}^{-1}$$

$$t \neq 0 \quad - \quad 0,25 - y \quad 0,1 + y \quad -$$

lorsque la pile débite un courant, sa f.e.m E dévient soit E' la nouvelle valeur de E.

$$E' = E^{\circ} - \frac{0,06}{n} \log \pi = 1,83 \cdot 10^{-3} - 0,03 \log \pi = 1,647 \cdot 10^{-3}$$

$$E' = E^{\circ} - 0,03 \log \pi \Leftrightarrow \pi = 10^{(E^{\circ} - E')/0,03}$$

$$\pi = \frac{[Pb^{2+}]'}{[Sn^{2+}]'} = 0,4056 = \frac{0,1 + y}{0,25 - y}$$

ce qui donne: $y = 0,996 \cdot 10^{-3} \text{ molL}^{-1}$

soit: $[Pb^{2+}]' = 0,1 + y = 0,100996 \text{ molL}^{-1}$

$[Sn^{2+}]' = 0,25 - y = 0,249 \text{ molL}^{-1}$

5°) $E = E^{\circ} - 0,03 \log \left(\frac{[Pb^{2+}]}{[Sn^{2+}]} \right) < 0 \Leftrightarrow$

$$\frac{[Pb^{2+}]}{[Sn^{2+}]} > 10^{E^{\circ}/0,03} \text{ avec } [Pb^{2+}] = 0,1 \text{ molL}^{-1}$$

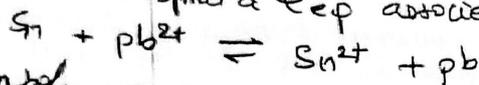
$$\Rightarrow [Sn^{2+}] < \frac{0,1}{10^{(E^{\circ}/0,03)}} = 0,215 \text{ molL}^{-1}$$

2: BAC Math 2013

ouu corrigé

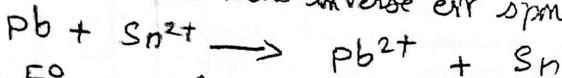
$$E = E^0 - 0,03 \log \frac{[Sn^{2+}]}{[Pb^{2+}]} \Leftrightarrow \pi = \frac{[Sn^{2+}]}{[Pb^{2+}]}$$

ce qui correspond à l'eq associée:



symbole: $Sn/Sn^{2+} // Pb^{2+}/Pb$

1a) $E < 0 \Leftrightarrow$ le sens inverse est spontané.



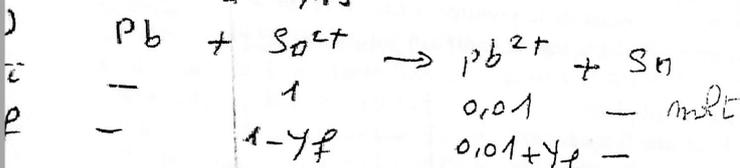
$$E = E^0 - 0,03 \log \bar{\pi} \Rightarrow E^0 = E + 0,03 \log \bar{\pi}$$

$$E^0 = 0,01 V$$

$$E^0 = E_{Pb^{2+}/Pb}^0 - E_{Sn^{2+}/Sn}^0 \Rightarrow$$

$$E_{Sn^{2+}/Sn}^0 = E_{Pb^{2+}/Pb}^0 - E^0 = -0,14 V$$

$$K = 10^{E^0/0,03} = 2,15$$



$$K = \frac{1-y_f}{0,01+y_f} = 2,15 \Rightarrow y_f = 0,31$$

$$\text{d'où } [Pb^{2+}]_{ep} = 0,01 + y_f = 0,32$$

$$[Sn^{2+}]_{ep} = 1 - y_f = 0,69$$

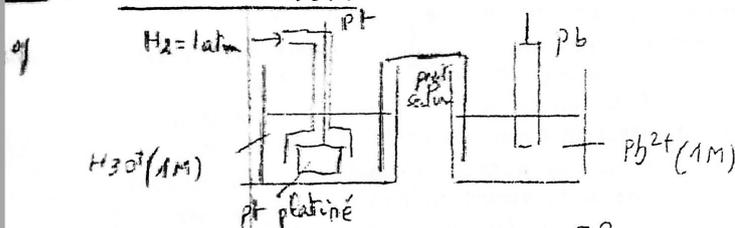
10) l'ajout d'une sol de PbSO4 \Rightarrow augmentation

du $n(Pb^{2+})$ or $U = de \Rightarrow [Pb^{2+}]$ augmente.

D'après la loi de modération, l'équilibre se déplace ds le sens qui diminue $[Pb^{2+}]$.

sens direct. E est donc > 0 .

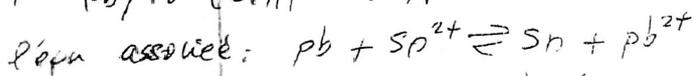
3: BAC SC 2013



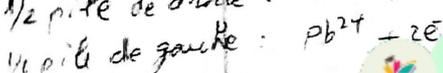
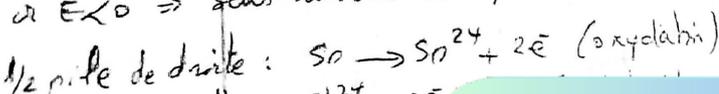
$$\pi = 1 \Rightarrow E_1 = E^0 = E_{Pb^{2+}/Pb}^0 - E_{H_3O^+/H_2}^0$$

$$\text{d'où } E_{Pb^{2+}/Pb}^0 = E_1 = -0,13 V$$

2) $Pb/Pb^{2+}(c_1) // Sn^{2+}(c_2)/Sn$



or $E < 0 \Rightarrow$ sens inverse est spontané:



b) l'éqn bilan de la réaction spontanée:



$$E_{Sn^{2+}/Sn}^0 = E^0 + E_{Pb^{2+}/Pb}^0 = -0,14 V$$

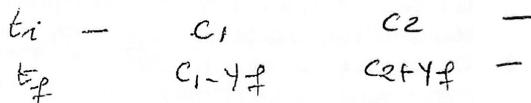
3/ a) courant nul $\Leftrightarrow E = 0$ et $\bar{\pi} = K$

$$\Rightarrow K = 10^{E^0/0,03} = 0,464$$

$$K = \frac{[Pb^{2+}]_{ep}}{[Sn^{2+}]_{ep}} \Rightarrow [Sn^{2+}]_{ep} = \frac{[Pb^{2+}]_{ep}}{K}$$

$$[Sn^{2+}]_{ep} = 7,54 \text{ mol/L}$$

* C_1 et C_2 ?



$$[Pb^{2+}]_{ep} + [Sn^{2+}]_{ep} = C_1 + C_2$$

$$\text{soit } C_1 + C_2 = 11 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{de plus: } \pi = \frac{C_1}{C_2} \text{ et } \bar{\pi} = 10 \text{ (0,03/E=E)}$$

$$\text{soit } \begin{cases} \frac{C_1}{C_2} = 10 \\ C_1 + C_2 = 11 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} C_2 = 10^{-3} \text{ mol/L} \\ C_1 = 10^{-2} \text{ mol/L} \end{cases}$$

b) Pb^{2+} médiateur \Rightarrow masse de pb augmentée.

$$\Delta m = \Delta n \cdot M_{Pb} = 2 y_f \cdot M_{Pb}$$

$$= y_f \cdot V \cdot M_{Pb}$$

$$\text{avec } y_f = ([Sn^{2+}]_{ep} \cdot C_2) = [C_1 - [Pb^{2+}]_{ep}]$$

$$\text{d'où } \Delta m = 3,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow \Delta m = 0,067 g$$

4) le nbre de mole de Sn^{2+} augmente

($V = \text{cte}$) $\Leftrightarrow [Sn^{2+}]$ augmente.

La loi de modération donne le

syst se déplace dans le direct qui

diminue $[Sn^{2+}]$: $Pb + Sn^{2+} \rightarrow Sn + Pb^{2+}$

d'où $E > 0$.

223