

Devoir surveillé 1 - 22 septembre 2012

Chimie des solutions
Diagrammes E-pH

1. PROPRIETES COMPAREES DE DIACIDES/DIIONISERES (Contrôle 2012)

IIA Propriétés acido-basiques



acide (E)-but-2-enedioïque (maléique)



acide (E)-but-2-enedioïque (fumarique)

② ① 2 sauts de pH par le titrage d'un diacide ⇒ acidités dosées successivement.
1ère équivalence: fin de la réaction $\text{H}_2\text{A} + \text{H}_2\text{O}^- = \text{HA}^- + \text{H}_2\text{O}$

⇒ $n_{\text{H}_2\text{A}} \text{init} = n_{\text{H}_2\text{O}^-} \text{vnt} \Rightarrow C_0 V_0 = C_1 V_1 \Rightarrow C_0 = \frac{0,10 \times 9,0}{9,0} = 0,10 \text{ mol.l}^{-1}$

③ $\text{pH} = \text{p}K_1 (\text{HA}^- / \text{H}_2\text{A})$ quand $[\text{HA}^-] = [\text{H}_2\text{A}]$

réalisé quand on a atteint la moitié du H_2A^- formé par la 1ère réaction de titrage.
⇒ à la 2ème demi-équivalence: 15 mL

⇒ $\text{p}K_1 (\text{HA}^- / \text{H}_2\text{A}) = 6,5$

④ Si l'acide était initialement peu dissocié, on aurait $\text{pH} = \text{p}K_1 (\text{HA}^- / \text{H}_2\text{A})$ à la première demi-équivalence (5 mL). (ici $\text{pH} \approx 2,4$ pour $V = 5 \text{ mL}$).
Mais l'acide est initialement très dissocié / comportement d'acide fort qui se voit par l'absence d'arrondi au début de la courbe de titrage

⑤ Un seul unique p pour les 2 acidités.

Equations des réactions de titrage: $\text{H}_2\text{A} + \text{H}_2\text{O}^- = \text{HA}^- + \text{H}_2\text{O}$

ou $K_1 = 10^{-11}$ $K_2 = 10^{-9,5}$

$\frac{K_1}{K_2} = 10^{1,5}$

⇒ rapport trop faible pour que les titrages soient successifs

⇒ Titrage simultané des 2 acidités.

À l'équivalence, les 2 réactions de titrage ont été terminées (les 2 H+ ont été enlevés) ⇒ $n_{\text{H}_2\text{O}^-} = 2 n_{\text{acide fm}} \Rightarrow C_1 V_1 = 2 C_0 V_0$

(1)

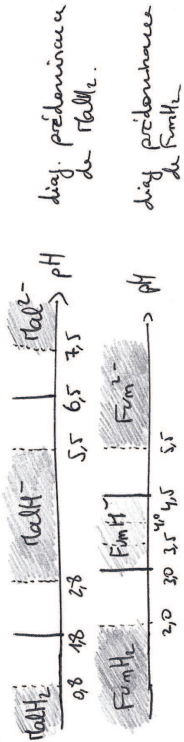
④ ①

4 acidités à litre mais seuls 2 sauts de pH.

↳ 4 réactions sont quantitatives ($K_1 \gg 10^4$ d'après les graphes IIA2 et IIA3).
⇒ certaines acidités sont libérées simultanément.

↳ 2 acidités de l'acide fumarique sont dosées simultanément (cf IIA3).

La première acidité de l'acide maléique est dosée en 1er pas que les 2 acidités de l'acide fumarique. En effet, à la première équivalence, $\text{pH}_{\text{eq1}} \approx 5,5$.



à $\text{pH} = 5,5$, tout H_2A a été transformé en HA^- ⇒ 2 acidités libérées.

HA^- n'a pas encore perdu son H^+ restant ⇒ seule la 1ère acidité de HA^- est libérée.
2H+ ont été enlevés.

Ainsi, $n_{\text{H}_2\text{O}^-} \text{1ère équivalence} = 2 n_{\text{Ac. Fm}} + n_{\text{Ac. Mal.}}$

$C_1 V_1 = 2 C_0 V_0 + C_1 V_0$

la 2ème équivalence correspond à un pH d'environ 9. A ce pH, tout HA^- a perdu son dernier H^+ car on est dans le domaine de majorité de A^{2-} .

⇒ H_2O^- vers A^{2-} et 2ème équivalence, soit à litre HA^- formé à partir de HA^- .

$n_{\text{H}_2\text{O}^-} \text{2ème} = n_{\text{HA}^-} = n_{\text{HA}^-} \text{initial} \Rightarrow C_1 (V_1 - V_{\text{eq1}}) = C_1 V_0$

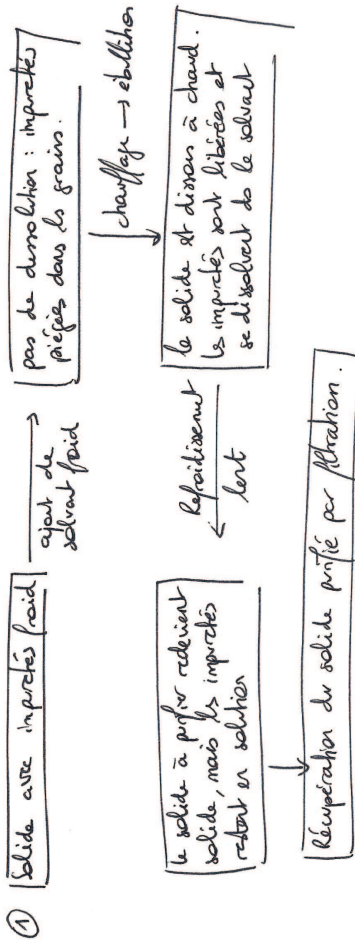
⇒ $C_1 = 0,013 \text{ mol.l}^{-1}$
 $C_0 = 0,0070 \text{ mol.l}^{-1}$

⑤ 1ère équivalence: seule exploitable avec précision ⇒ précision correcte sur C_1 .

105 équivalence: saut de pH trop peu marqué ⇒ concentration de C_0 imprécise.

②

II B - solubilité des deux diastéréoisomères



Solvant à choisir par qe : ⊗ solide à purifier soluble à chaud mais pas à froid

⊗ impuretés solubles à toute température.

Minimum de solvant à utiliser pour ne pas dissoudre trop de solide à froid.

② $A(c) = A(aq)$

L'augmentation de température augmente la solubilité, c'est-à-dire favorise la réaction de la vers droit.

⇒ Endothermique d'après la loi de Van't Hoff.

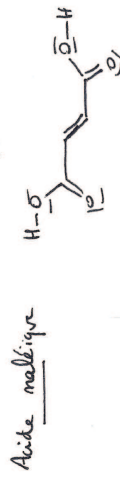
③ lors de la dissolution, une molécule de A change d'environnement :

Etat initial : A entouré de molécules de A (état solide)

Etat final : A entouré de molécules de solvant (état dissous).

A compare : cohésion à l'état initial et interactions intermoléculaires entre A et le solvant.

↳ = forces intermoléculaires A avec A

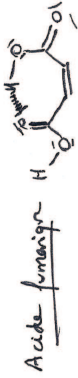


permissibilité de liaisons H :

⊗ à l'état solide, entre 2 molécules d'acide maléique.

⊗ à l'état dissous, entre l'acide maléique et l'eau.

⊕ molécule *ortho-synérisque* donc associée ce qui est défavorable pour la solubilisation de l'eau (qui est polaire)



existence d'une liaison H intramoléculaire ⇒ moins de possibilités de L-H avec d'autres molécules de fumarique (état solide) ou d'eau (état dissous).

En revanche, molécule polaire (moment ≠ 0) ⇒ favorable à la dissolution de l'eau.

Au final, comme l'acide maléique est + soluble, il semble que la capacité à arrêter les liaisons H avec les molécules d'eau s'emporte sur la polarité (car l'acide maléique ⇒ l'acide fumarique).

On ne pouvait a priori pas anticiper ce résultat car les facteurs liaisons H et polarité allaient en sens inverse.

④ solide initial = Acide fumarique solide avec de l'acide maléique à imprévis. 1g.

① A chaud (100°C p'eau),

Acide maléique = 4000g/L ⇒ pr dissoudre 1g (règle de 3), il faut 0,25ml d'eau.

Acide fumarique = 100g/L ⇒ pr dissoudre 10g, il faut 100ml d'eau.

⇒ Volume nécessaire à la dissolution à 100°C : $100\text{ mL} = V_{\text{min}}$.

Ex: à 25°C, il faudrait 14 L ⇒ à 25°C, on ne mettrait que 100ml, on est loin d'avoir tout dissous. Mais, en chauffant à ébullition, on se rend compte que ce volume était suffisant ⇒ ne pas chercher à mettre trop de solvant à froid.

② 100ml d'eau permettent de dissoudre à chaud les 10g de fumarique, et a fortiori, la gramme de maléique ⇒ les 2 acides mélangés à l'état solide, sont séparés à l'état dissous.

→ Refroidissons jusqu'à 25°C : l'acide fumarique cristallise à nouveau.

MAIS une partie reste dissoute puisqu'il est légèrement soluble à 25°C.

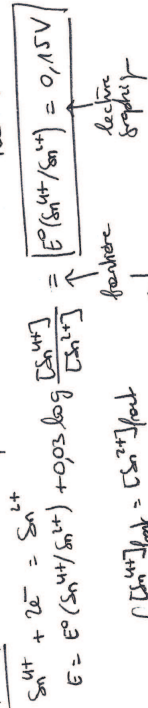
Autre, puisque fumarique, 25°C = 7,0g/L ⇒ 0,7g dissous p. 100ml.

Sur les 10g introduits, 0,7g restent dissous. (perte de 7%).

→ obtenus de 9,3 g d'acide fumarique solide

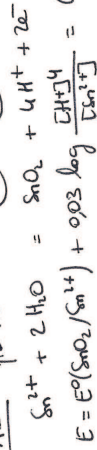
L'acide maléique (imprévis ici) est totalement dissous à 25°C (solubilité 70g/L) soit 7g peut être dissous par 100ml : il n'y a qu'à 1g à dissoudre ici ⇒ l'acide fumarique est pur.

(A2) $E^0(Sn^{4+}/Sn^{2+})$: concerne la frontière entre I et II. (carré rouge car frontière non verticale)



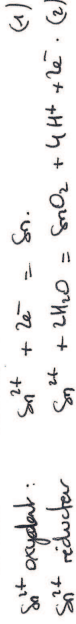
$$\begin{cases} [Sn^{4+}]_{\text{part}} = [Sn^{2+}]_{\text{part}} \\ [Sn^{4+}]_{\text{part}} + [Sn^{2+}]_{\text{part}} = C_0 \end{cases}$$

partie AB frontière entre II et III



$$\Rightarrow (pH)_{AB} = -0,12V / (0,03) = -4$$

(A3) Equation de dissolution de Sn^{2+} :



la constante d'équilibre de la réaction peut être aisément calculée:

$$K^0 = \frac{1}{10^{0,06}} (E^0(Sn^{2+}/Sn) - E^0(SnO_2/Sn^{2+})) = 10^{-9,33}$$

l'équilibre chimique (3) est établi au niveau du point B principal ce point les 2 solides Sn et SnO_2 existent (limites des domaines d'existence).

D'autre part, ce point vérifie la convention de frontière car il s'agit d'une frontière à 3 frontières: en ce point, la seule espèce dissoute est Sn^{2+}

$\Rightarrow [Sn^{2+}] = C_0$ (somme des concos des espèces dissoutes)

$$E_{\text{équilibre établi}} \Rightarrow K^0 = Q_r = \frac{[H^+]^4}{[Sn^{2+}]} = 10^{-9,33} = \frac{[H^+]^4}{C_0^2}$$

$$AN \quad [H^+] = 1,47 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1} \Rightarrow pH_B = 3,8$$

Autre méthode: B \in plusieurs frontières \Rightarrow chercher les équations de ces frontières et déterminer les coordonnées du point d'intersection.

(2 frontières suffisent: par ex. $Sn^{2+} + 2e^- = Sn$ et $Sn^{2+} + 2H_2O = SnO_2 + 4H^+ + 2e^-$) et AB donne part

(A \in frontière horizontale entre I et II) et (partie) AB (nouveau en A2). (7)

(5) la part d'acide fumérique dissous à 25°C se calcule de la façon suivante

$m_{\text{fumérique dissous}} = \rho_{\text{fumérique}} \times V_{\text{solvant}}$

$\Rightarrow + V_{\text{solvant}} \text{ grand, plus } \rho \text{ a d'acide fumérique retraits dissous}$

\Rightarrow on récupère moins d'acide fumérique solide

\Rightarrow rendement de recristallisation plus faible (+ de perte).

(5) V_{min} reste égal à 100ml. (même quantité de fumérique à dissoudre à chaud).

l'acide benzoïque doit être totalement dissous à 25°C de V_{min} de façon à ne pas le récupérer sous forme solide (air, il est éliminé avec le solvant).

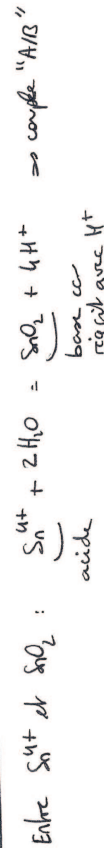
$$m = \rho_{\text{benzoïque, 25°C}} \cdot V_{\text{min}} = 24 \times 0,100 \Rightarrow m = 0,24 \text{ g}$$

même maximale de l'impureté acide benzoïque éliminée ici.

Si $m > 0,24 \text{ g}$, il restera de l'acide benzoïque solide \Rightarrow le solide acide fumérique obtenu après la filtration finale contiendra encore de l'acide benzoïque solide.

2- ETAIN EN SOLUTION (EZA 2012)

NO(Sn)	Espèces
+IV	$Sn^{4+}, SnO_2, SnO_3^{2-}$
+III	$Sn^{3+}, HSnO_2^-$
0	Sn



$\Rightarrow SnO_2$ a un domaine + à gauche que Sn^{4+} .

etc... faire de même pour SnO_2 et SnO_3^{2-} , et entre Sn^{2+} et $H_2SnO_2^-$

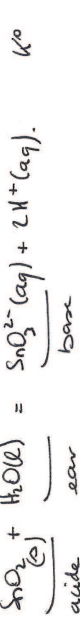
- (I): Sn^{4+}
- (II): Sn^{2+}
- (III): SnO_2
- (IV): Sn
- (V): $H_2SnO_2^-$
- (VI): SnO_3^{2-}

(A2) est aussi un domaine qui se termine en "coin" \Rightarrow HSnO_3^- se dissout dès lors qu'on abaisse le pH au-delà de la valeur de pH_c .

Aussi, on peut fabriquer une solution de HSnO_3^- et absorber son pH par ajout d'un acide fort au-delà de $\text{pH}_c \Rightarrow$ il y aura apparition de 2 solides: SnO_2 et $\text{SnO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$.



(A4) Equation chimique du couple $\text{SnO}_2 / \text{SnO}_3^{2-}$ \rightarrow domaine (VII)



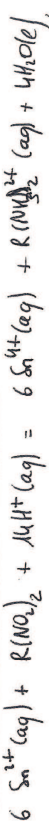
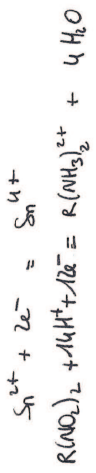
$K_A =$ de la pO de l'acide du couple avec l'eau $\Rightarrow K_A$ et la constante de l'équilibre ci-dessus.

A l'équation chimique, $K_A = K^0 = a_r = \frac{[\text{H}^+]^2 [\text{SnO}_3^{2-}]}{[\text{SnO}_2]}$

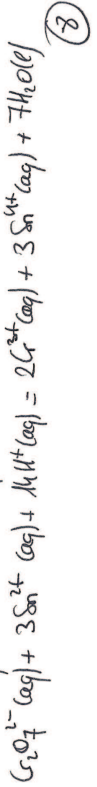
A la frontière entre (VII) et (VI), $\text{pH} = 10,9 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-10,9} \text{ mol/L}$
 $[\text{SnO}_3^{2-}] = C$ (SnO_3^{2-} seul soluté à cette frontière).
 $\Rightarrow K_A = (10^{-10,9})^2 \times 10^{-3} \Leftrightarrow \text{p}K_A = 24,8$

Ex: a priori, $K_A =$ de la pO de l'acide avec l'eau conduisant à l'échange de 1 seul H^+
 \rightarrow on devrait perdre comme xg, la "moitié" de celle écrite, ce qui conduirait à $\text{p}K_A = 12,4$.

(A6) Si Sn^{2+} et oxydé, le $\text{NO}(\text{sn})$ augmente.
 2 espèces solubles existent au $\text{NO}(\text{sn}) = \text{IV}$: Sn^{2+} et SnO_2 .
 \Rightarrow Comme le milieu est acide: $\text{Sn}^{2+} \Rightarrow \text{Sn}^{4+}$.



(A7) En écrivait les 1/2 équations électrochimiques, on aboutit à:



(A8) Les ions dichromate réagissent ensuite avec les ions iodure I^- selon:
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 6\text{I}^-(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) = 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{I}_2(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Les cations bleu qui comparé à l'empis d'indicateur.

Cette seconde réaction sert à repérer l'équivalence.

Au départ, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ réagit avec Sn^{2+} en excès. Quand il n'y en a plus (équivalence du titrage de Sn^{2+}), l'ion dichromate réagit avec 1 autre espèce par donner 1 composé coloré.

L'apparition de la couleur et donc le signe de la fin du titrage des ions Sn^{2+} .
 la destruction de tout $\text{R}(\text{NO})_2$ nécessite des proportions suivantes:

$$\frac{n_{\text{Sn}^{2+}}(\text{utile})}{6} = n_{\text{R}(\text{NO})_2} \quad (\text{d'ap. stoech. de R}^0 \text{ A6})$$

$$n_{\text{Sn}^{2+}}(\text{excès}) = n_{\text{Sn}^{2+}}(\text{initiale}) - n_{\text{Sn}^{2+}}(\text{utile})$$

Loi basée sur l'équation de A7 $\Rightarrow \frac{n_{\text{Sn}^{2+}}(\text{excès})}{3} = n_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}}(\text{excès}) = n_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}}(\text{excès})$

$$\Rightarrow 3 n_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}}(\text{excès}) = n_{\text{Sn}^{2+}}(\text{initiale}) - 6 n_{\text{R}(\text{NO})_2}$$

$$\Rightarrow n_{\text{R}(\text{NO})_2} = \frac{1}{6} [n_{\text{Sn}^{2+}}(\text{initiale}) - 3 n_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}}(\text{excès})]$$

AN: $n_{\text{R}(\text{NO})_2} = \frac{1}{6} [3,0 \cdot 10^{-3} \times 20 \cdot 10^{-3} - 3 \times 1,0 \cdot 10^{-3} \times 11,4 \cdot 10^{-3}]$

$$n_{\text{R}(\text{NO})_2} = 4,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

\Rightarrow de 500 mL, il y a $50 \times 4,3 \cdot 10^{-5} = 2,15 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

Ceci représente une masse de $2,15 \cdot 10^{-3} \times M_{\text{NO}} = 0,516 \text{ g}$.

Il y a 0,516 g de dirigé dans 2 g de produit, soit un pourcentage molaire de $\frac{0,516}{2,0} \Rightarrow 26\%$.

(A9) L'ion Sn^{2+} est stable dans l'eau (son domaine de prédominance a une intersection non nulle avec celui de l'eau).

En revanche, Sn^{2+} a son domaine disjoint de celui de O_2 .

\Rightarrow laissée à l'air, l'eau dissous du O_2 qui oxyde les ions Sn^{2+}

\Rightarrow la concentration de O_2 évolue donc avec le temps.

\Rightarrow Or lors de la solution faite avant l'utilisation pour constater la concentration exacte au moment de la.

3 - QUELQUES PROPRIÉTÉS DES IONS CYANURE (Centrale 2008)

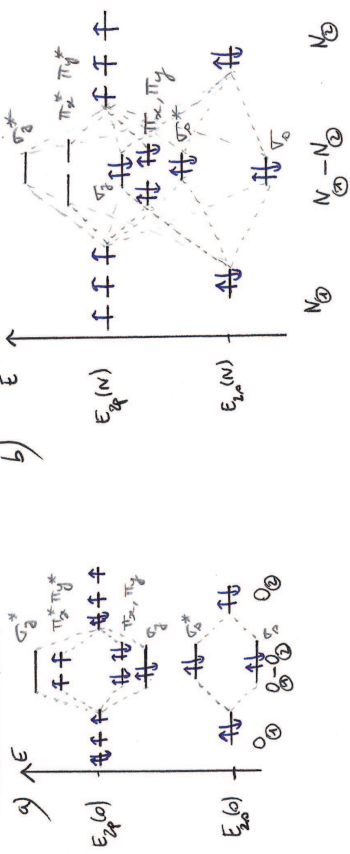
IA1 Propriétés atomiques

- a) $1s^2 2s^2 2p^2$ (configuration électronique de C)
- b) $\chi_N > \chi_C$ car N est à droite de C sur la 2^{ème} période.

IA2 Schémas de Lewis

- a) Nbre e^- valence : $4 + 5 + 1 = 10 \Rightarrow 5$ doublets $\Rightarrow [C \equiv N]$
- b) Autre formule mésomère : $[C \equiv N]^{\ominus}$

IA3 Diagramme d'ET



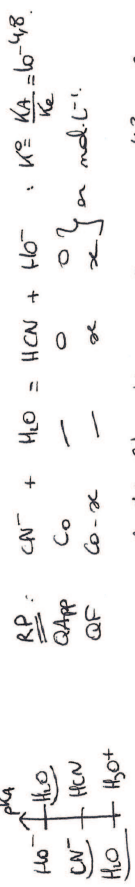
- c) C est avant N \Rightarrow diagramme corrélié. (ΔE_{2p} (C) encore plus petit que pr N \Rightarrow recouvrement non négligeable entre $2s$ et $2p$ chez C).
- d) C moins électro-négatif que N \Rightarrow EA de valence de C au-dessus de celle de N.
- e) C et N ont des diag. corréliés $\Rightarrow CN^-$ est aussi corrélié. (avec $10 e^-$ de valence)

CN^- est isoélectronique (m nbe e^-) que N_2 .

IB1 Propriétés basiques de l'ion cyanure.

a) $[C \equiv N]^-$: $[CN]^- \Rightarrow$ basicité $H-C \equiv N$

b) électrolyte fort = sel qui se dissocie totalement de l'eau $\Rightarrow [NaCN] = [CN^-] = 0,010 mol/L$



$\alpha =$ espèce introduite. A l'équilibre chimique, $K^e = \alpha \Rightarrow 10^{-4,8} = \frac{\alpha^2}{C_0 - \alpha}$

Hyp: $\alpha \ll C_0 \Rightarrow \alpha = \sqrt{C_0 \times 10^{-4,8}} = 10^{-3,4} mol/L \Rightarrow [pH = 10,6]$

A valider * l'hyp $\alpha \ll C_0$ est correcte. * l'autoprotolysa de l'eau a été négligée; OK car $\alpha = [OH^-] \gg [H_3O^+]$

c) couple $O_2(g)/H_2O(l)$: $O_2(g) + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O(l)$

$E = E^{\circ}(O_2(g)/H_2O) + \frac{0,06}{4} \log \left(\frac{[H^+]^4 P_{O_2}}{(C_0)^4 P_{H_2O}} \right)$

$E = 1,23 + 0,015 \log(0,2) = 0,96 x 10,6$

$E = 0,56V$

avec $P_{O_2} = 0,2 P^{\circ}$ et $[H^+] = 10^{-4}$ (pH = 10,6 d'après b)

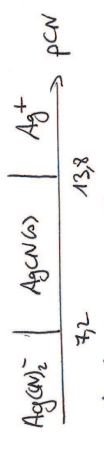
IB2 Propriétés complexantes.

a) Plus PCN grand, mais il y a de CN^- de la moléc. A l'extrême droite, il n'y a qu' Ag^+ .

Puis l'appartenance de $AgCN(s)$ diminue la probabilité de voir j dans PCN au contraire, qd on introduit CN^- es qd PCN \downarrow .

A partir d'une concentration limite en CN^- , la complexation de $AgCN$ redissout le solide \Rightarrow solubilité \rightarrow \Rightarrow pas de qd PCN \downarrow .

Limite du domaine d'existence de $AgCN(s)$: 13,8 (apparo) et 7,2 (disparition)



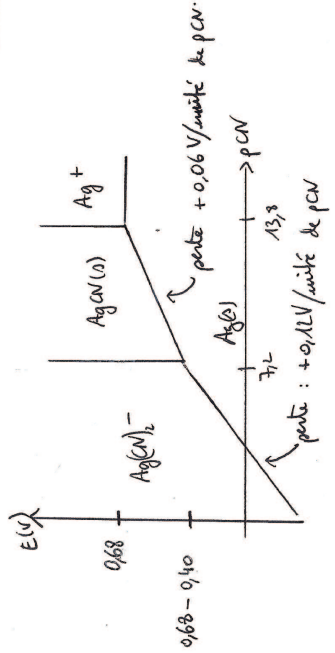
b) En x plaçant à la limite d'appartenance de $AgCN$, $[Ag^+] = 10^{-2} mol/L$ ($p = 2$)

Solide existe $\rightarrow [Ag^+][CN^-] = K_s \Rightarrow 10^{-2} \times 10^{-13,8} = K_s \Rightarrow [pK_s(AgCN) = 15,8]$

Par avoir le tout suivante, on raisonne par continuité: il suffit de connaître la pente de cette fonction.

1) couple $AgCN/Ag$ entre 7,2 et 13,8:
 $AgCN + e^- = Ag(s) + CN^- \Rightarrow E = E^0(AgCN/Ag) + 0,06 \log \frac{[AgCN]}{[CN^-]}$
 \Rightarrow pente = + 0,06 V/unité de pCN

2) couple $Ag_2(CN)_2/Ag$ (pr pCN < 7,2):
 $Ag_2(CN)_2 + e^- = Ag + 2CN^- \Rightarrow E = E^0(Ag_2(CN)_2/Ag) + 0,06 \log \frac{[Ag_2(CN)_2]}{[CN^-]^2}$
 \Rightarrow pente = + 0,12 V/unité de pCN



b) R le zinc, on ne donne qu'une seule forme: $Zn(CN)_4^{2-}$ complexe
 \Rightarrow une seule frontière entre espèces de Zn au NO(+II), Zn^{2+} et $Zn(CN)_4^{2-}$
 Equation chimique: $Zn^{2+} + 4CN^- = Zn(CN)_4^{2-} \quad \beta'$

$\beta' = \frac{[Zn(CN)_4^{2-}]}{[Zn^{2+}][CN^-]^4} = \frac{1}{[CN^-]^4} \Rightarrow pCN_{frontier} = \frac{1}{4} \log \beta' = 4,2$

pCN	0	4,2	13,8
+II	Zn^{2+}	Zn^{2+}	Zn^{2+}
	Zn	Zn	Zn

Frontière (1): $E = E^0(Zn^{2+}/Zn) + \frac{0,06}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Zn]} = -0,82V$

Pente du la frontière (2): $Zn(CN)_4^{2-} + 2e^- = Zn(s) + 4CN^-(aq)$
 \Rightarrow pente = + 0,12 V/unité de pCN

Solubilité: $AgCN$ est dissous sous 2 forme: Ag^+ et $Ag(CN)_2^-$.

$\rho = [Ag^+] + [Ag(CN)_2^-]$
 $= \frac{K_s}{[CN^-]} + \beta [Ag^+][CN^-]^2$
 $\rho = K_s \left(\frac{1}{[CN^-]} + \beta [CN^-] \right)$

Dans la zone entre 13,8 et le point N, c'est l'apparition du solide qui est prédominante ($[Ag^+] \gg [Ag(CN)_2^-]$)
 Sur la partie AB, c'est la concentration du complexe qui est prédominante ($[Ag(CN)_2^-] \gg [Ag^+]$) $\Rightarrow \rho \approx \beta K_s [CN^-]^2 \Rightarrow$ pente = -1

Coordonnées du point N:

extremum de la fonction $\rho = f(pCN) \Rightarrow \frac{d(\rho)}{d(pCN)} = 0 \Leftrightarrow \frac{\frac{1}{\rho} d\rho}{\frac{1}{[CN^-]} d[CN^-]} = 0$

$\frac{d\rho}{d[CN^-]} = K_s \left[-\frac{1}{[CN^-]^2} + \beta \right] = 0 \Rightarrow [CN^-] = \sqrt{\frac{1}{\beta}}$
 $\Rightarrow pCN = \frac{1}{2} \log \beta = 10,5$

$\Rightarrow \rho = K_s \left(\frac{1}{[CN^-]} + \beta [CN^-] \right) =$ max
 $\Rightarrow \rho = 5$
 $\Pi(pCN=10,5; \rho=5)$

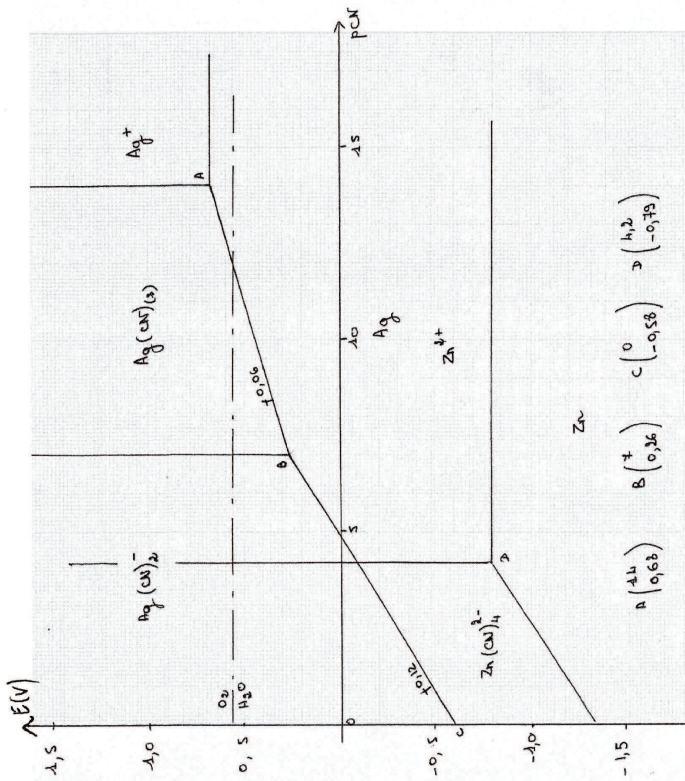
Diagrammes potentiel-pCN.

a) Au NO = +I, $Ag(I)$ est: soit Ag^+ , soit $AgCN$, soit $Ag(CN)_2^-$.
 Au NO = 0, uniquement $Ag(s)$.

pCN	0	7,2	13,8
NO(+I)	Ag^+	$Ag(CN)_2^-$	Ag^+
	Ag	Ag	Ag

Frontière (1) entre Ag^+ et Ag : $Ag^+ + e^- = Ag \Rightarrow E = E^0(Ag^+/Ag) + 0,06 \log [Ag^+]$
 Coordonnées de frontière
 $\Rightarrow E = E^0(Ag^+/Ag) + 0,06 \log (0,010)$
 $E = 0,68V$

valable pr pCN > 13,8.



c) Demandez la stabilité de Zn et de $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$ disjointe.
 \Rightarrow ce 2 espèces coexistent quantitativement ensemble:

