



Sciences générales : chimie 2h

Professeur : Mme I. Paternotte

/70

Mercredi 13 juin 2018

/6 1. a) Calcule le pH de 100 mL des 4 solutions 0,01 M citées ci-dessous

b) Indique comment variera leur pH (pH ↑ ou =, entoure) lorsqu'on ajoutera 100 mL d'eau aux 100 mL de solution.

• solution de KBr 0,01 M : 100 mL $K^+ + Br^-$
 pH = 7 car neutre
 lorsq + 100 mL d'eau : pH ↑ - pH ↓ - pH =
 eau neutre + eau neutre rest neutre

• solution de NH₄Cl 0,01M : 100 mL $NH_4^+ + Cl^-$
 pH = $\frac{1}{2}(pK_a - \log C_A) = \frac{1}{2}(9,2 - \log 0,01) = 5,6$
 lorsq + 100 mL d'eau : pH ↑ - pH ↓ - pH =
 solution acide + eau → solution acide + diluée donc - acide pH → neutre

• solution de KOH 0,01M : 100 mL $K^+ + OH^-$
 pH = $14 + \log C_B = 14 + \log 0,01 = 12$
 lorsq + 100 mL d'eau : pH ↑ - pH ↓ - pH =
 solution basique + eau → solution basique + diluée donc - basique pH → neutre

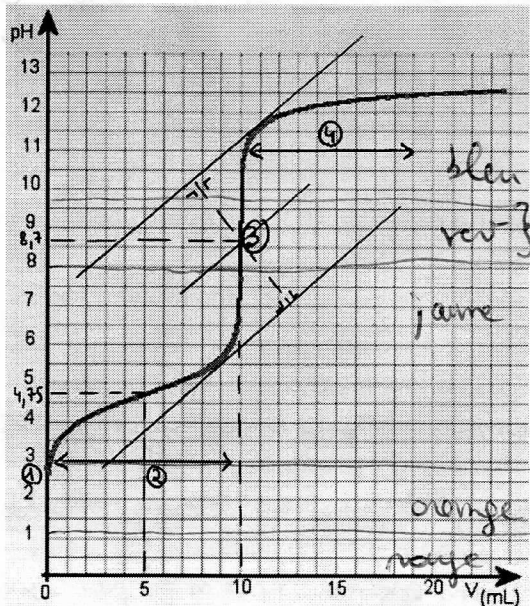
• solution contenant HNO₂ 0,01 M avec NaNO₂ 0,01M : 100 mL ;
 pH = $pK_a + \log \frac{C_B}{C_A} = 3,3 + \log \frac{0,01}{0,01} = 3,3 + 0 = 3,3$
 lorsq + 100 mL d'eau : pH ↑ - pH ↓ - pH =
 mélange tampon dilué : C_B ↓ et C_A ↓ m rapport de C pH rest le m

/8 2. ANALYSE D'UNE COURBE DE TITRAGE.

D'après les informations fournies sur la courbe de pH ci-dessous, trouve la solution titrante et la solution titrée parmi

- HCl_(aq), HCOOH_(aq), HCOONa_(aq), CH₃COOH_(aq), CH₃COONa_(aq), NH_{3(aq)}, NH₄Cl_(aq), NaOH_(aq)

toutes à une concentration de 0,1 mol/L

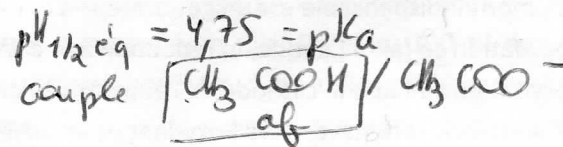


Dessine et légende le matériel nécessaire au titrage.

Indique où tu places les 2 solutions choisies parmi celles ci-dessus.

Justifie d'après les différentes informations prises sur le graphique.

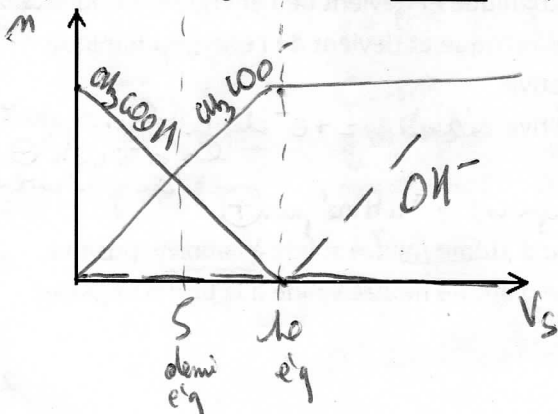
burette af titrer par bf → NaOH
 Erlenmeyer af car pH départ acide
 pHeq ≠ 7



Choisis un indicateur approprié : bleu de thymol

Repère sur la courbe de pH la zone de virage et ses couleurs. /4

Représente le diagramme bilan légendé /2



Indique quelles formules de pH utiliser dans les régions successives de la courbe de titrage : ① ② ③ ④ et pourquoi. (Ne pas calculer)

- ① af seul présent
- ② mil tampon af en excès + bf de la produit un peu
- ③ bf seule présente af exactement consommé
- ④ bf en excès ajoutée en trop

/8 3. Calcule les infos demandées sur les différentes solutions décrites en détaillant (formule, équation, prob.stoe...)

	pH	[H ₃ O ⁺]	[OH ⁻]
1L d'eau	pH neutre = 7	1.10 ⁻⁷ M	1.10 ⁻⁷ M
1L d'eau où on a dissout 0,05 mol d'HCl sans variation de volume.	$pH_{af} = -\log C_A = 1,3$ $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ _{af} _{af} _{af} _{af}	0,05 M	$\frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1.10^{-14}}{0,05} = 2.10^{-13} M$
1L de solution contenant les mêmes quantités de certains ions que le sang : <i>af et sa bf</i> 0,16 mol de H ₂ PO ₄ ⁻ et <i>conjuguée</i> 0,26 mol de HPO ₄ ²⁻	$pH_{mél \text{ tampon}} = pK_a + \log \frac{C_B}{C_A} = 7,2 + \log \frac{0,26}{0,16}$ $C_A = \frac{n}{V_S} = \frac{0,16}{1} = 0,16 M$ $C_B = 0,26 M$ $= 7,41$	$10^{-pH} = 10^{-7,41}$ $= 3,9.10^{-8} M$	$\frac{1.10^{-14}}{3,9.10^{-8}} = 2,6.10^{-7} M$
1L de solution contenant les mêmes quantités de certains ions que le sang : 0,16 mol de H ₂ PO ₄ ⁻ et 0,26 mol de HPO ₄ ²⁻ où on a dissout 0,05 mol d'HCl sans variation de volume.	mélange tampon perturbé par ajout d'acide $H_3O^+ + HPO_4^{2-} \rightarrow H_2PO_4^- + H_2O$ _{af} _{bf} _{af} _{af} n_0 0,05 0,26 0,16 n -1,005 -1,005 +1,005 n_f 0 0,21 0,21 $pH_{mél \text{ tampon}} = pK_a + \log \frac{n_B}{n_A} = 7,2 + \log 1 = 7,2$	$10^{-pH} = 10^{-7,2}$ $= 6,3.10^{-8} M$	$\frac{1.10^{-14}}{6,3.10^{-8}} = 1,6.10^{-7} M$

Compare l'effet de l'ajout d'HCl sur l'eau et sur la solution mimant le sang. Que conclus-tu ? Comment s'appelle cette particularité ? A quoi cela peut-il servir dans notre corps.

Un ajout de 0,05 mol d'HCl dans 1L d'eau fait baisser le pH de 5,7 unités
Un ajout de 0,05 mol de HCl dans 1L de tampon fait baisser le pH de 0,2 unités seulement.
Le pouvoir tampon et la capacité à maintenir un pH constant, autour du pKa du mélange malgré un ajout de bf ou d'af.

/4 4. En ce qui concerne une cellule électrochimique où a lieu une électrolyse :

Entoure la lettre des propositions vraies (+0,5 par bonne réponse, -0,5 par mauvaise réponse)

- A. la réaction doit se faire dans 2 compartiments séparés
- B. la réaction peut se faire dans le même compartiment *car rien ne se passe sans électrolyse*
- C. l'élément indispensable est un pont salin *pas nécessaire car dans m compartiment*
- D. l'élément indispensable est un générateur *car rien ne se passe sans électrolyse*
- E. l'oxydation se fait à l'anode, la réduction à la cathode *dans tous les cas pile et électrolyse, par définition*
- F. l'oxydation se fait à la cathode, la réduction à l'anode *jamais*
- G. les électrons sont gagnés vers l'oxydant et arrachés au réducteur *oxydant prend réducteur perd et de force ici*
- H. les électrons sont gagnés vers le réducteur et arrachés à l'oxydant *jamais*
- I. les électrons sont lâchés par le réducteur et aspirés par l'oxydant *rem OK mais ici ce n'est pas spontané*
- J. les électrons sont lâchés par l'oxydant et aspirés par le réducteur *jamais*
- K. l'énergie qui permet l'échange d'électron, la réaction redox, est chimique et devient de l'énergie électrique *dans pile*
- L. l'énergie qui permet l'échange d'électron, la réaction redox, est électrique et devient de l'énergie chimique *par ici*
- M. la réduction a lieu à la borne positive, l'oxydation à la borne négative
- N. la réduction a lieu à la borne négative, l'oxydation à la borne positive *réduction = +e⁻ du côté qui apporte les e⁻ côté - du générateur*
- O. les électrons vont de la borne positive vers la borne négative
- P. les électrons vont de la borne négative vers la borne positive *toujours : e⁻ attiré par (+)*
- Q. un ion positif en solution se dépose sous forme d'une fine couche d'atome neutre solide à la borne positive.
- R. un ion positif en solution se dépose sous forme d'une fine couche d'atome neutre solide à la borne négative. *toujours : ion (+) attiré par (-)*

5. En 1856, Grenet imagina la première pile qui ne s'use que si on s'en sert. Dans cette pile, on plongeait une lame de zinc dans une solution quand on avait besoin de courant et on la remontait ensuite. D'un côté de cette pile, on plaçait électrode de carbone (qui ne réagit pas mais permet le passage des électrons) dans une solution acide de dichromate de sodium $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, solution d'un beau orange fluo contenant des ions (H^+ , SO_4^{2-} , Na^+ , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) et de l'autre une lame de zinc dans de l'eau. Un pont salin était présent (au choix). Après un certain temps de fonctionnement, on détecte d'un côté en solution autour de la lame de Zn la présence d'ions Zn^{2+} et de l'autre côté la solution orange fluo devient verdâtre en raison de la formation d'ions Cr^{3+} .

/8 a) **Représente le schéma complet de cette pile en suivant les consignes ci-dessous.**

Dessine ce qui manque : ce qui relie les compartiments de la pile.

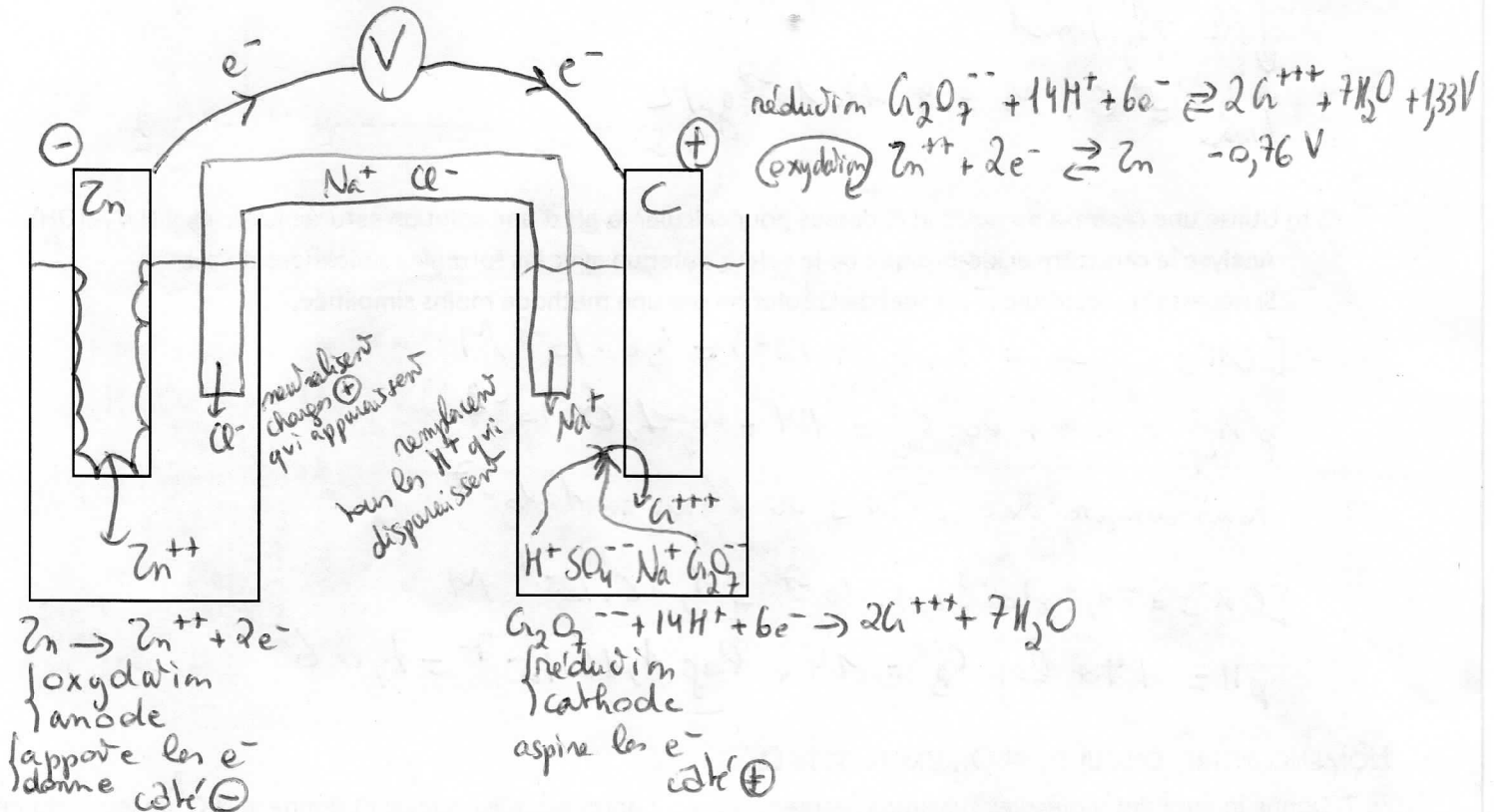
Sous chaque compartiment, écris la demi-équation de la réaction redox (voir arrière tab. pér.) + type de réaction.

Calcule la différence de potentiel de la pile en conditions standards.

Place dans sur le dessin au bon endroit la formule de toutes les molécules/atomes/ions/groupements cités.

Indique le nom et le signe des électrodes, représente, s'il y a lieu, l'évolution de leur masse.

Indique par des flèches légendées le sens de déplacement des particules en mouvement dans toutes les parties.

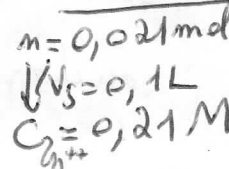
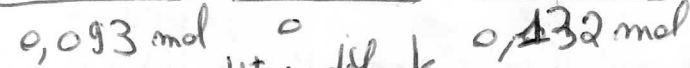
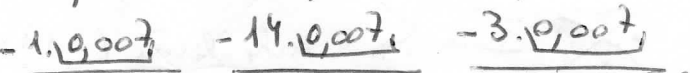
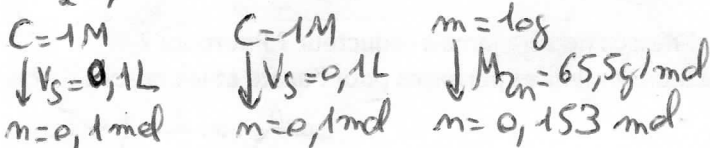
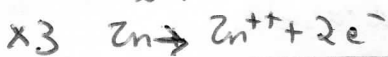
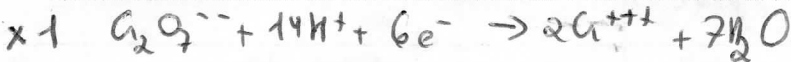


/5 b) En utilisant les 2 demi-équations de la pile ci-dessus, écris l'équation **ionique** de la réaction redox globale.

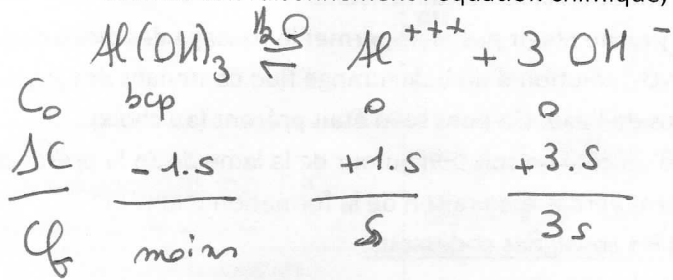
Et résous le problème stoechiométrique suivant : Au départ, la lame de zinc fait 10 g et les 100 mL de solution acide de $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ contiennent les ions H^+ et $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en conditions standards, c'est-à-dire à une concentration 1 M.

Quel sera le réactif limitant ? = Qui sera en défaut le premier ? *On suppose que le pont salin n'est pas acide.*

Quelle concentration en ion zinc observera-t-on à la fin de la réaction ?



6. /6 a) Calcule la **solubilité massique** de l' $\text{Al}(\text{OH})_3$ en utilisant une valeur du tableau de produits de solubilité fourni. Détaille ton raisonnement : équation chimique, problème stoechio en 3 lignes **légendées**, expression du K_{ps} ...



$$K_{ps} = [\text{Al}^{+++}] \cdot [\text{OH}^-]^3 = s \cdot (3s)^3 = 27s^4$$

$$s = \sqrt[4]{\frac{K_{ps}}{27}} = \sqrt[4]{\frac{2,2 \cdot 10^{-32}}{27}} = 5,34 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

$$\downarrow M = 78 \text{ g/mol}$$

$$\gamma_{\text{max}} = C \cdot M = 4,17 \cdot 10^{-7} \text{ g/L}$$

- /3 b) Utilise une réponse du point a) ci-dessus pour calculer le **pH** d'une solution saturée (avec excès) d' $\text{Al}(\text{OH})_3$. Analyse le caractère acido-basique de la valeur obtenue avec les formules simplifiées de pH. Si nécessaire, recalcule le pH réel de la solution par une méthode moins simplifiée.

$$[\text{OH}^-] = 3s = 3 \cdot 5,34 \cdot 10^{-9} = 1,6 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

$$\text{pH}_{\text{bf}} = 14 + \log C_B = 14 + \log 1,6 \cdot 10^{-8} = 6,2$$

pH acide impossible quand on met une base en solution

tenir compte des $[\text{OH}^-]$ de l'eau : $1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

$$[\text{OH}^-] = 1,6 \cdot 10^{-8} + 1 \cdot 10^{-7} = 1,16 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 14 + \log C_B = 14 + \log 1,16 \cdot 10^{-7} = 7,06$$

pH légèrement basique OK

NOMENCLATURE, CALCUL DE N.O., LIMITE DE N.O.

/87. Donne le nom des molécules suivantes (nomenclature ; 2 noms pour les acides) et donne le N.O. de leurs atomes.

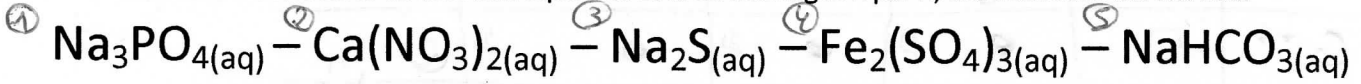
NH_4^+ (-3)(+1)	ion ammonium	HNO_3 (+1)(+5)(-2)	acide nitrique nitrate d'hydrogène
N_2 (0)	diazote	N_2O (+1)(-2)	oxyde de diazote
NO_2^- (+3)(-2)	ion nitrite	NO_2 (+4)(-2)	dioxyde d'azote

Quel(s) composé(s) de l'azote parmi ceux proposés ci-dessus ne sera jamais réducteur ? Pourquoi ?

Justifie en expliquant notamment ce qu'est un réducteur, les limites permises pour l'azote et les raisons de ces limites.

Réducteur perd des e^-
 Limites dans familles $\text{V}a$ \rightarrow couche vide (+5) 1^5
 couche pleine (-3) jusqu'à 0 del
 Atome à couche vide ne peut plus perdre d' e^- : HNO_3
 (+5)

/14 8. Considère les 5 molécules en solution aqueuse. Lors de mélanges 2 par 2, des réactions auront lieu.



/1 a) Ecris « en vrac » les espèces présentes dans ces solutions aqueuses (équations non nécessaires).

/5 b) Réaction acide-base :

- identifie quelles espèces sont susceptibles de faire une réaction acide-base.

Attention de considérer leurs forces respectives.

- écris l'équation ionique de la réaction, le caractère (a, b, ± forts) et l'état (s,l,g,aq) de chaque réactif/produit

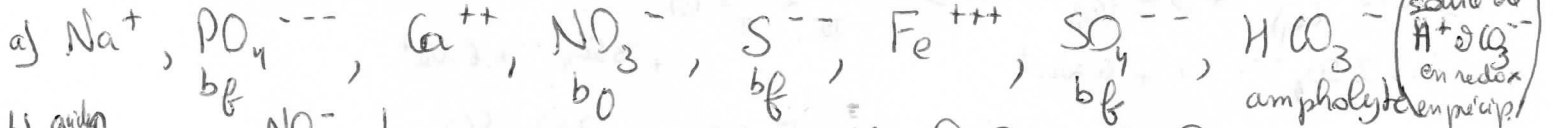
- représente la perte/le gain de « particule » par une flèche légendée au-dessus/en-dessous de l'équation

- écris l'équation moléculaire de cette même réaction avec les états. Tu peux intercaler une ligne de contre-ions.

/5 c) Réaction redox : procède de la même manière avec caractères (ox, red, ± forts)

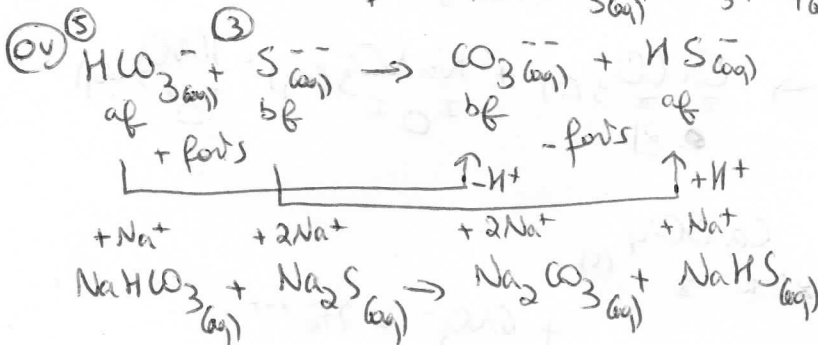
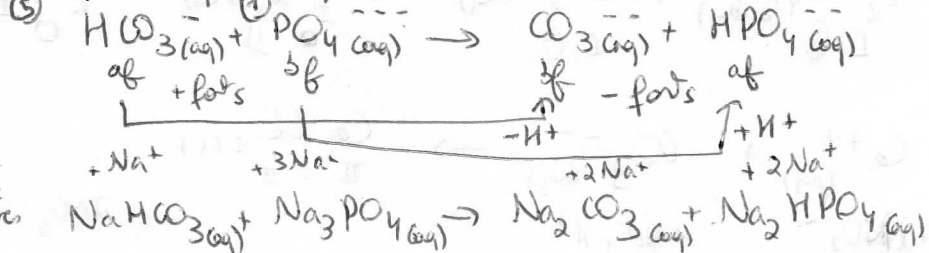
/3 d) Réaction de précipitation : procède de la même manière sans caractère ni flèche de perte/gain.

1 réponse parmi celles possibles pour les 3 sortes de réaction



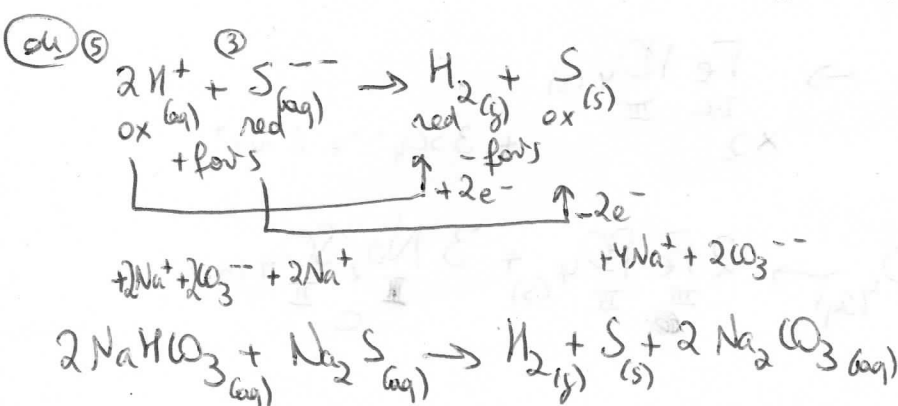
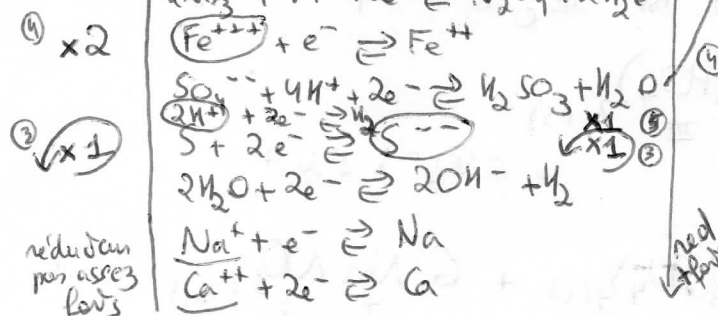
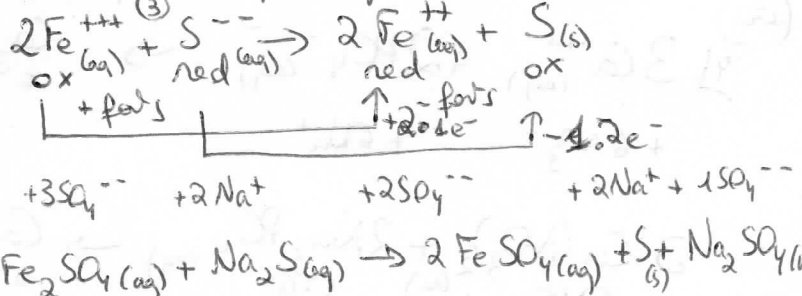
b) acide + fort

2 bonnes réponses possibles : ⑤ et ① ou ⑤ et ③



pas utilisables car aucune info de solubilité en acide... pas de source de H⁺ avec NO₃⁻ ni avec SO₄²⁻

2 bonnes réponses possibles ① et ③ ou ⑤ et ③

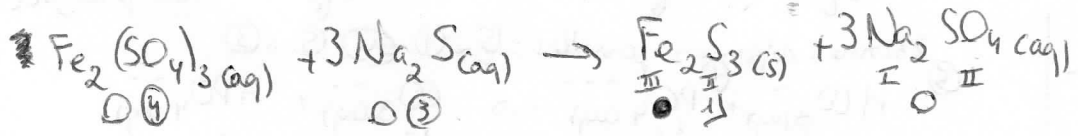
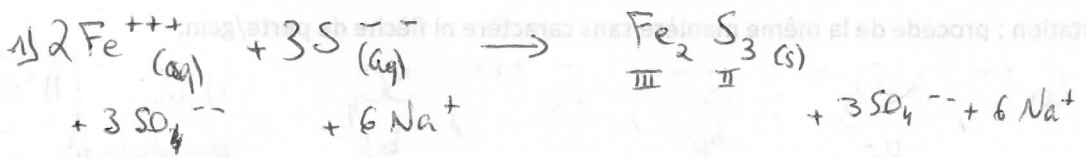


exercice à résoudre
avec le tableau
de produit de solubilité
fourni

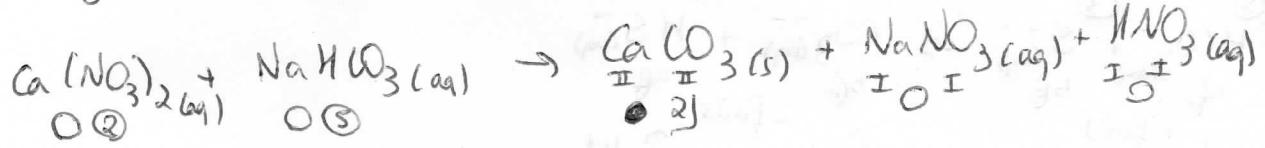
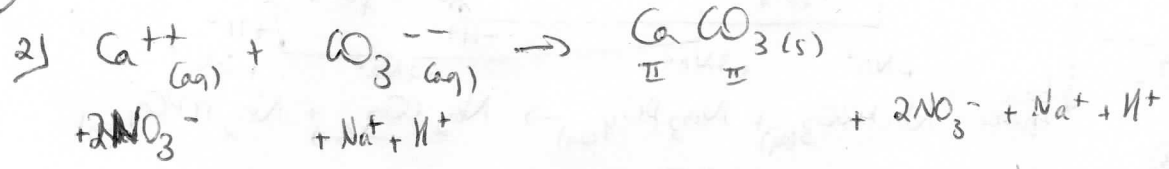
d)	S ²⁻	CO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	NO ₃ ⁻
Ca ⁺⁺	○	● 3)	● 3)	● 4)	○ 2)
Fe ⁺⁺⁺	● 1)	○	○ 4)	● 5)	○
Na ⁺	③ toujours soluble ⑤				④

toujours soluble

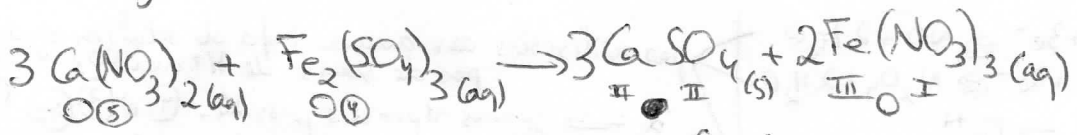
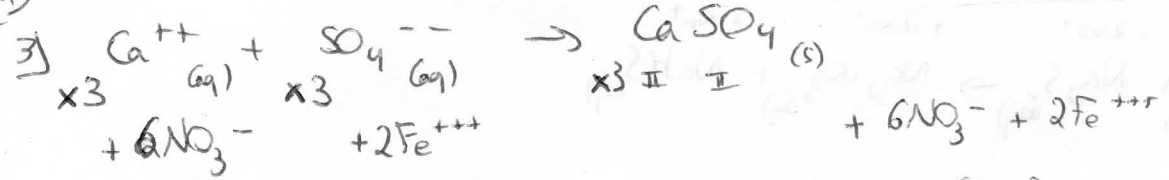
② ③ ④ ⑤ fournies
sont des solutions de
sels solubles



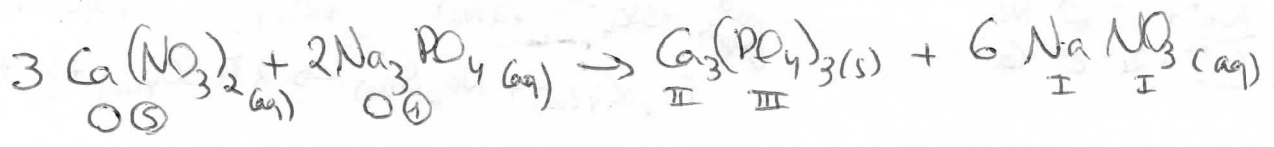
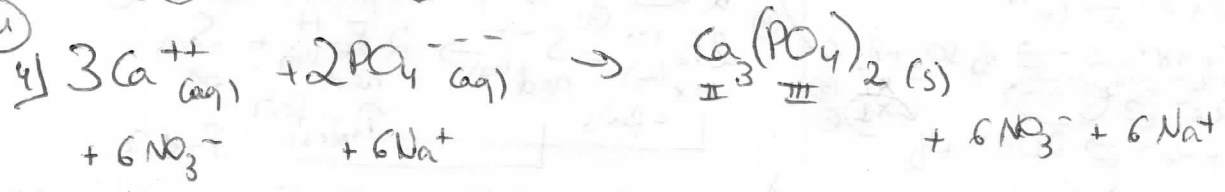
ou



ou



ou



ou

