

# Feuilles de Travail – Expérience 3

Titre de l'Expérience: L'ÉQUILIBRE EST LA LOI MYSTÉRIEUSE ET SUPRÊME DU GRAND TOUT!

Nom(s) de(s) Auteur(s): Julien Chan, Antoine Khayat

Nom du TA (Démonstrateur): Jordan Brazeau-Henrie

Date de l'Expérience: Mercredi 6 octobre, 2019

Date de soumission: Mercredi 23 octobre, 2019

## Procédure et matériel:

Veillez consulter le manuel de laboratoire<sup>1</sup>

## Discussion:

### Partie 1: Déplacements d'équilibre

Tableau 1: Observation des changements physiques avec l'ajouts des substances

Étape	1	2	3
	<b>Initiale: CuSO<sub>4</sub></b>	<b>Ajout: NH<sub>3</sub></b>	<b>Ajout: HCl</b>
<b>Quantité ajoutée (Gouttes)</b>	20	6	20
<b>État après l'ajout</b>	Liquide	Liquide	Liquide
<b>Couleur après l'ajout</b>	Bleu pâle	Bleu foncée	Bleue pâle
<b>Opacité après l'ajout</b>	Translucide	Transparente	Transparente

a) La substance initiale qu'on a commencé avec est le CuSO<sub>4</sub>, qui est de couleur bleue pâle et opacité translucide. La solution devient bleue à cause d'une réaction entre le cuivre et l'eau (retrouvé dans l'air en forme de vapeur d'eau). L'ion de cuivre dans cette réaction devient du Cu<sup>2+</sup>, un métal de transition. Tous les métaux de transition forment une couleur d'ions dans une solution aqueuse<sup>2</sup>. Ceci est causé en raison de l'orbitale d qui n'est pas remplie. Dans la réaction, certaines orbitales passent dans un état d'énergie plus élevé, tandis que d'autres passent à un état d'énergie plus faible. Cela forme un "trou énergétique". Les électrons peuvent absorber un photon de lumière et passer d'un état d'énergie inférieur à un état supérieur.

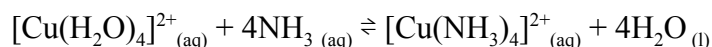
---

<sup>1</sup> « L'équilibre est la loi mystérieuse et suprême du grant tout », Manuel de chimie générale, Dr. Rashmi Venkateswaran, 2019.

<sup>2</sup> « Transition Metal Colors in Aqueous Solution », Anne Marie Helmentine, 2019.  
<https://www.thoughtco.com/transition-metal-colors-in-aqueous-solution-608173>

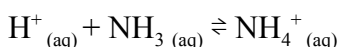
La longueur d'onde du photon absorbé dépend de la taille du "trou d'énergie". Dans le situation du cuivre, la longueur d'onde donnée correspond à la lumière bleue.

b) La deuxième étape de l'expérience était l'ajout du  $\text{NH}_3$  (aq). Après 6 gouttes dans  $\text{NH}_3$  ajouté au solution, la solution est devenue bleue foncé. Cette réaction peut être expliqué avec la formule:



Avec l'ajout du  $\text{NH}_3$  (aq), la réaction avancera. Selon le principe de Le Chatelier, la réaction ira dans le sens d'une annulation du changement<sup>3</sup>. La réaction va donc favoriser la direction qui consomme le  $\text{NH}_3$  ajouté (réaction vers la gauche), qui va diminuer la concentration de  $\text{NH}_3$  et augmenter la concentration de  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ . L'ion de cuivre va donner la solution une couleur bleue plus foncé car le  $\text{NH}_3$  à une plus grande différence d'énergie lorsque les électrons de l'orbital d du cuivre se sépare en deux, qui résulte à l'absorption des couleurs pâles.

c) La troisième étape était l'ajout de 20 gouttes de  $\text{HCl}$  (aq). Cet ajout a dilué notre solution à une couleur bleue moins foncée et a réchauffé notre solution par un petit peu. Cette réaction peut être donnée avec la formule suivante:



Les ions  $\text{H}^+$  dans la solution réagissent avec le  $\text{NH}_3$ , produisant du  $\text{NH}_4^+$ , une substance incolore<sup>4</sup>. Avec la production de cette substance incolore, la solution va avoir une couleur bleue plus diluer (bleue pâle).

Aussi, le principe de Le Chatelier peut être appliqué lorsqu'on constate que dans l'équation initiale:

$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}_{(\text{aq})} + 4\text{NH}_3_{(\text{aq})} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}_{(\text{aq})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ , l'augmentation des ions hydrogènes va faire bouger la réaction vers la gauche qui va produire un excès de  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ , résultant à un changement au couleur bleue pâle.

1) La quatrième étape était de répéter les étapes 2 et 3, qui était l'ajout du  $\text{NH}_3$  (aq) et ensuite  $\text{HCl}$  (aq). Les observations ont été similaires aux dernières conclusions. L'ajout du  $\text{NH}_3$  (aq) a changé le couleur de la solution à un bleu foncé, et l'ajout du  $\text{HCl}$  (aq) a dilué la solution à une couleur bleue pâle. Le principe de

---

<sup>3</sup> « Le principe de Le Chatelier », Alloprof, 2019. <http://www.alloprof.qc.ca/BV/pages/c1042.aspx>

<sup>4</sup> « Colour of Ions in Aqueous Solution », LMT\_GORDON, SCRIBD, 2019. <https://www.scribd.com/doc/71782329/Colour-of-Ions-in-Aqueous-Solution>

Le Chatelier nous prouve ces résultats: l'ajout de  $\text{NH}_3$  favorise la production de  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , tandis que l'ajout de  $\text{HCl}$  favorise la production de  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ . Comme l'expliquer à b), le déplacement de l'équilibre va avoir un effet avec la couleur, nous donnant un bleu plus foncé ou pâle.

## Partie 2: Équilibres multiples

Tableau 2.1: Observation des changements physiques avec l'ajouts des substances (Étapes 5-9)

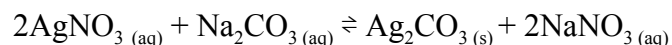
Étape	5	6	7	8	9
	<b>Initiale:</b> $\text{Na}_2\text{CO}_3$	$+\text{AgNO}_3$	$+\text{HNO}_3$	$+\text{HCl}$	$+\text{NH}_3$
<b>Quantité ajoutée (Gouttes)</b>	10	10	2	2	2
<b>État après l'ajout</b>	Aqueux	Aqueux	Aqueux	Aqueux	Aqueux
<b>Couleur après l'ajout</b>	Incolore	Caramel	Incolore	Blanc	Incolore
<b>Opacité après l'ajout</b>	Transparent	Semi-opaque	Transparent	Opaque	Transparent
<b>Notes</b>				Précipité formé	Création d'un gaz

Tableau 2.2: Observation des changements physiques avec l'ajouts des substances (Étapes 10-12)

Étape	10	10	11	12
	$+\text{HNO}_3$	$+\text{NH}_3$	$+\text{KI}$	$+\text{Na}_2\text{S}$
<b>Quantité ajoutée (Gouttes/mL)</b>	3	2	3	3
<b>État après l'ajout</b>	Aqueux	Aqueux	Aqueux	Aqueux
<b>Couleur après l'ajout</b>	Incolore	Incolore	Jaunâtre	Gris
<b>Opacité après l'ajout</b>	Transparent	Transparent	Semi-opaque	Semi-opaque
<b>Notes</b>	Bulles et vapeurs	Condensation - Endothermique		Résidu solide noir, mélange hétérogène

d) La substance qu'on a commencé avec est le  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , qui est transparent et incolore. Puisque les deux ions ne sont pas des métaux de transition, aucune couleur ne peut être constaté.

e) L'ajout de 10 gouttes de  $\text{AgNO}_3$  avait produit un changement de couleur. La solution avait changé à une couleur de caramel et semi-opaque. Ceci peut être démontré avec la formule:



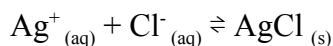
Cette réaction nous démontre un déplacement double qui forme un solide  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$  ainsi que du  $\text{NaNO}_3(\text{aq})$ . Le  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ , étant un solide, est un précipité qu'on a négliger dans l'observation du réaction en laboratoire. Le  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$  est un solide jaune à brun sans odeur<sup>5</sup>. Puisqu'on ajoute des réactifs, la réaction favorise les produits. L'ion d'argent est un métal de transition et donne la couleur jaunâtre au précipité.

f) L'ajout de 2 gouttes d'acide  $\text{HNO}_3$  avait retourné la solution incolore et transparente. L'équation représentante de cette réaction réversible est:



Avec l'augmentation du montant d'ion  $\text{H}^+$  et de  $\text{CO}_3$  dans la solution avec l'ajout du  $\text{HNO}_3$ , l'équilibre du réaction diminue la concentration des ces ions. Il y a ensuite la production de  $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$  et de  $\text{CO}_2(\text{g})$ . Le  $\text{CO}_2$  s'échappe en tant que gaz, qui vas donc ensuite favoriser les réactifs à cause du principe de Le Chatelier. La solution redevient donc du  $\text{AgNO}_3$  et du  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , et la solution redevient incolore.

g) L'ajout de 2 gouttes de  $\text{HCl}$  avait changé la couleur de la solution en blanc et opaque. Un précipité se forme avec la réaction présenté:

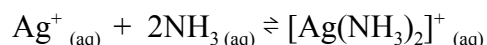


---

<sup>5</sup> « Compound Summary - Silver Carbonate », PubChem, U.S. National Library of Medicine, 2019, <https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/compound/Silver-carbonate#section=Physical-Description>

Avec les ions  $\text{Ag}^+$  du  $\text{AgNO}_3$  et l'ion  $\text{Cl}^-$  du  $\text{HCl}$ , la réaction produit un solide  $\text{AgCl}$  noter dans nos observations. Ce solide est un précipité blanc<sup>6</sup>. Avec l'ajout de plus d'ions  $\text{Cl}^-$  dans la solution venant du  $\text{HCl}$ , la production de  $\text{AgCl}$  vas être favorisée et la concentration des ions  $\text{Cl}^-$  augmente aussi. L'ions  $\text{Cl}^-$  est de couleurs blanche à cause de son petit champ électrique, qui ne permet pas l'absorption de couleur<sup>7</sup>. Ceci résulte à une solution blanche opaque.

h) L'ajout de 2 gouttes de  $\text{NH}_3$  avait retourné la solution incolore et transparente. La réaction est représentée ci-dessous:



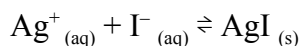
Le  $\text{Ag}^+$  dans le précipité  $\text{AgCl}$  ainsi que le  $\text{NH}_3$  ajouté réagit ensemble pour produire le composé  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+_{(\text{aq})}$ . La couleur de l'ion  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  est incolore<sup>8</sup> et donc la solution devient incolore.

2. Avec la répétition des étapes 7 et 9, nous avons observé d'autres changements. L'ajout du  $\text{HNO}_3$  a résulté à la formation de bulles et libération de vapeur. L'ajout du  $\text{NH}_3$  ne produit aucun changement. La solution est encore transparente et incolore avec la répétition des étapes 7 et 9. Ce réaction peut être représenté avec la formule:



La libération de vapeur et bulle qu'on ait observé provient du  $\text{CO}_2$  gazeux qui avait échappé. Puisque ce réaction est réversibles, lorsqu'une substance est ajoutée, l'équilibre tend vers le côté qui va diminuer sa concentration. Les changements qu'on ait observer sont donc les mêmes, et la solution reste incolore et transparente.

i) L'ajout de 3 gouttes de  $\text{KI}$  a changer la solution à une couleur jaunâtre. Voici l'équation représentant la réaction:



---

<sup>6</sup> « Silver Precipitates », University of Washington, 2019.

<https://depts.washington.edu/chem/facilserv/lecturedemo/SilverPrecipitates-UWDept.ofChemistry.html>

<sup>7</sup> « Analysing substances », Bitesize, BBC, 2019.

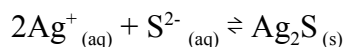
<https://www.bbc.co.uk/bitesize/guides/zxtvw6f/revision/3>

<sup>8</sup> « Transition-metalcomplexescolours », flashcardmachine, 2013.

<https://www.flashcardmachine.com/transition-metalcomplexescolours.html>

L'ion  $\text{Ag}^+$  réagit avec l'ion  $\text{I}^-$  du KI pour former le AgI, un solide. Il y a donc la création d'un précipité. L'espace entre les électrons orbitales d de  $\text{Ag}^+$  est un peu plus grand que celui du  $\text{Cl}^-$ , et son champ électrique absorbe la couleur mauve. Dans notre cas, une couleur jaune est observé car c'est la couleur complémentaire.

j) L'ajout de 3 gouttes de  $\text{Na}_2\text{S}$  avait donné une couleur gris semi-opaque avec un résidu hétérogène. La réaction suivante représente ce qui est arrivé:



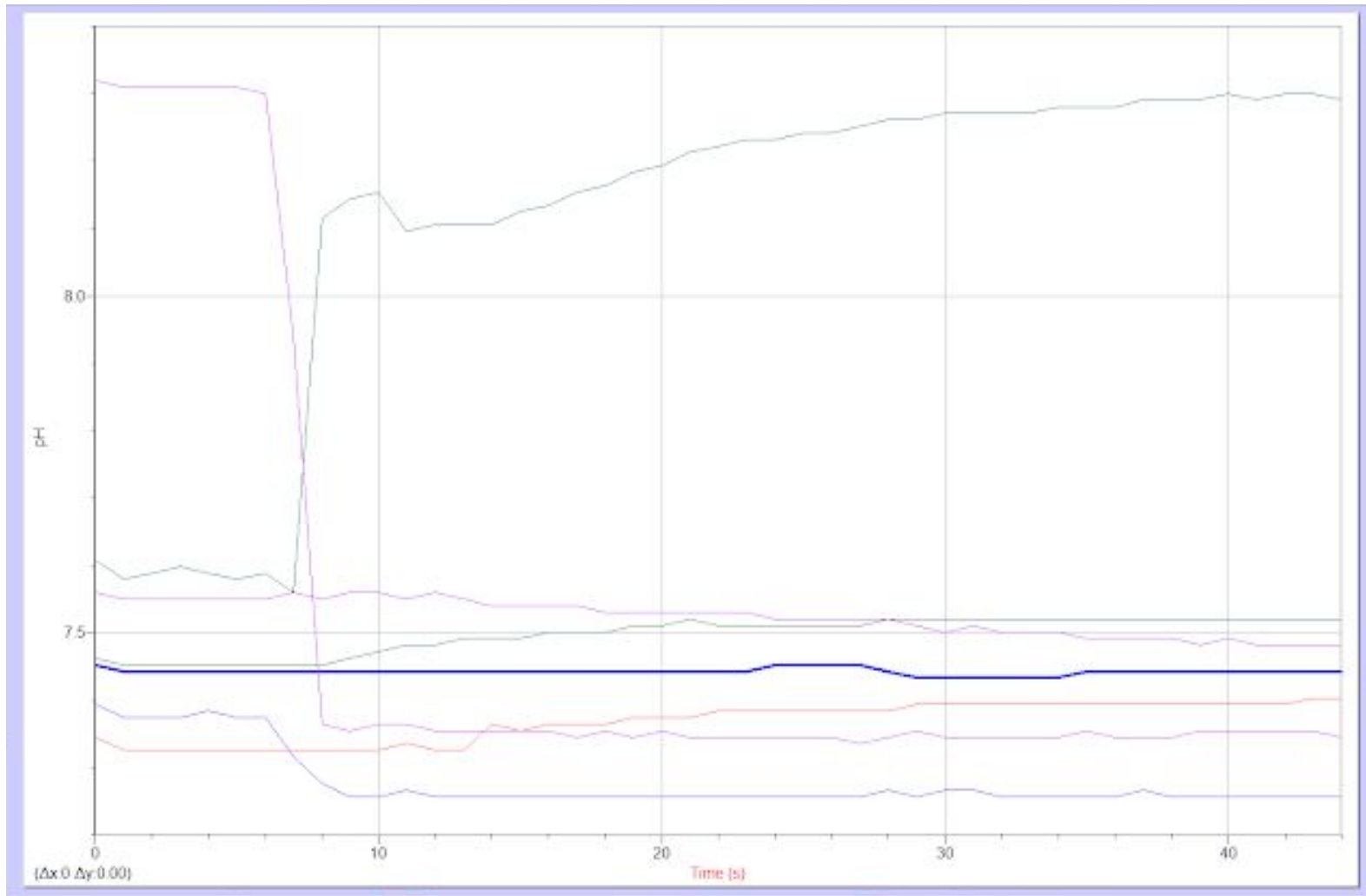
Avec l'ion  $\text{Ag}^+$  et l'ion  $\text{S}^{2-}$  du  $\text{Na}_2\text{S}$ , ça forme du  $\text{Ag}_2\text{S}$ . L'espace orbital du S dans le  $\text{Ag}_2\text{S}$  est très grand, permettant d'absorber presque tout les couleurs. Ce mélange de tout les couleurs nous donne une couleur observé très foncé, tel le gris qu'on avait observé.

### Partie 3: Tampons

Tableau 3.1: Variation du pH avec l'ajout des substances

	chlorure ammonium		bicarbonate sodiu		+HCl		+Lactique		bicarbonate sodium		bicarbonate sodium		+pastille co2	
	Time (s)	pH	Time (s)	pH	Time (s)	pH	Time (s)	pH	Time (s)	pH	Time (s)	pH	Time (s)	pH
1	0	7.45	0	7.61	0	8.32	0	7.39	0	7.35	0	7.46	0	7.56
2	1	7.44	1	7.58	1	8.31	1	7.37	1	7.33	1	7.45	1	7.55
3	2	7.44	2	7.59	2	8.31	2	7.37	2	7.33	2	7.45	2	7.55
4	3	7.44	3	7.60	3	8.31	3	7.37	3	7.33	3	7.45	3	7.55
5	4	7.44	4	7.59	4	8.31	4	7.38	4	7.33	4	7.45	4	7.55
6	5	7.44	5	7.58	5	8.31	5	7.37	5	7.33	5	7.45	5	7.55
7	6	7.44	6	7.59	6	8.30	6	7.37	6	7.33	6	7.45	6	7.55
8	7	7.44	7	7.56	7	7.94	7	7.32	7	7.33	7	7.45	7	7.56
9	8	7.44	8	8.12	8	7.36	8	7.28	8	7.33	8	7.45	8	7.55
10	9	7.44	9	8.14	9	7.36	9	7.26	9	7.33	9	7.46	9	7.56
11	10	7.44	10	8.15	10	7.36	10	7.26	10	7.33	10	7.47	10	7.56
12	11	7.44	11	8.10	11	7.36	11	7.27	11	7.34	11	7.48	11	7.55
13	12	7.44	12	8.11	12	7.36	12	7.26	12	7.33	12	7.48	12	7.56
14	13	7.44	13	8.11	13	7.36	13	7.26	13	7.33	13	7.49	13	7.55
15	14	7.44	14	8.11	14	7.36	14	7.26	14	7.36	14	7.49	14	7.54
16	15	7.44	15	8.13	15	7.36	15	7.26	15	7.36	15	7.49	15	7.54
17	16	7.44	16	8.13	16	7.36	16	7.26	16	7.36	16	7.50	16	7.54
18	17	7.44	17	8.15	17	7.35	17	7.26	17	7.36	17	7.50	17	7.54
19	18	7.44	18	8.16	18	7.36	18	7.26	18	7.36	18	7.50	18	7.53
20	19	7.44	19	8.18	19	7.35	19	7.26	19	7.37	19	7.51	19	7.53
21	20	7.44	20	8.19	20	7.36	20	7.26	20	7.37	20	7.51	20	7.53
22	21	7.44	21	8.21	21	7.35	21	7.26	21	7.37	21	7.52	21	7.53
23	22	7.44	22	8.22	22	7.35	22	7.26	22	7.38	22	7.51	22	7.53
24	23	7.44	23	8.23	23	7.35	23	7.26	23	7.38	23	7.51	23	7.53
25	24	7.45	24	8.23	24	7.35	24	7.26	24	7.38	24	7.51	24	7.52
26	25	7.45	25	8.24	25	7.35	25	7.26	25	7.38	25	7.51	25	7.52
27	26	7.45	26	8.24	26	7.35	26	7.26	26	7.38	26	7.51	26	7.52
28	27	7.45	27	8.25	27	7.34	27	7.26	27	7.38	27	7.51	27	7.52
29	28	7.44	28	8.26	28	7.35	28	7.27	28	7.38	28	7.52	28	7.52
30	29	7.43	29	8.26	29	7.36	29	7.26	29	7.39	29	7.52	29	7.51
31	30	7.43	30	8.27	30	7.35	30	7.27	30	7.39	30	7.52	30	7.50
32	31	7.43	31	8.27	31	7.35	31	7.27	31	7.39	31	7.52	31	7.51
33	32	7.43	32	8.27	32	7.35	32	7.26	32	7.39	32	7.52	32	7.50

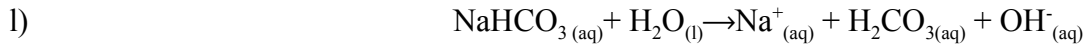
Graphique 3.2: Variation du pH avec l'ajout des substances (Ne respecte pas la chronologie - Données empilées) Couleurs correspondantes au tableau 3.1



k) Lors de notre mesure du pH de l'eau, nous avons eu 7.51, l'eau est prévu d'avoir un pH de 7<sup>9</sup> mais le nôtre est plus basique. Ça ferait plus de sens si notre pH était plus acide car en présence du CO<sub>2</sub>, l'eau peut former de l'acide carbonique. Donc nous sommes pas surpris que le l'eau n'a pas le niveau de pH prévue de 7. Ce n'est pas un système isolé, et l'eau n'est pas pure donc nous savons que les deux valeurs

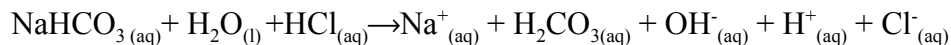
<sup>9</sup> « What is the pH of Distilled Water », Sciencing, 2018.  
<https://sciencing.com/ph-distilled-water-4623914.html>

peuvent être différente. Le niveau de pH de l'eau du robinet dépend des minéraux qu'il contient. Donc, les minéraux avec l'eau que nous avons examinés ont dû rendre l'eau basique



Avec l'ajout de 2.50 g de bicarbonate de sodium, les ions ci-dessus sont produits. On a observé que l'eau est devenu plus opaque pour quelques secondes jusqu'à la dissolution du bicarbonate de sodium. Le bicarbonate de sodium est un composé qui est faiblement basique. Dans l'eau, il a été dissocié et il a relâché des ions d'hydroxydes. Ces ions d'hydroxydes ont rendu la réaction beaucoup plus basique. En ajoutant du bicarbonate de sodium dans l'eau, on prévoit avoir un pH d'environ 8.3 et nous avons eu un pH d'exactement 8.30 (avec une incertitude de + ou - 0.005). La solution ici est une solution tampon car elle régule le niveau pH pour maintenir l'équilibre.

m) On ajoute l'acide pour rétablir le niveau de pH à celui qu'on avait avant l'ajout du bicarbonate de sodium. Cela s'est produit, car après l'ajout, on remarque que notre pH est descendu à 7.36, un peu plus bas que celui de l'eau sans rien. On peut expliquer cela avec cette réaction:

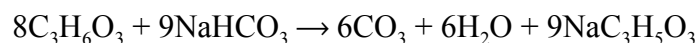


Cette réaction possède des ions  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{OH}^-$  et  $\text{H}^+$ . Les ions de  $\text{OH}^-$  et  $\text{H}^+$  vont produire de l'eau et les deux autres vont former du  $\text{NaCl}$ . Donc la réaction devient:



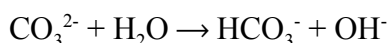
Cela fait du sens, car sans ions  $\text{OH}^-$  ou  $\text{H}^+$ , la solution aura un pH d'environ neutre (dans notre cas c'est environ 7.5 (on a eu 7.36 après l'ajout de  $\text{HCl}$ )). Le  $\text{H}_2\text{CO}_3$  forme du  $\text{H}^+$  et  $\text{HCO}_3^-$  qui lui fait du  $\text{OH}^-$  et du  $\text{CO}_2$ , donc l'ion de bicarbonate fait du dioxyde de carbone tandis que l'hydroxyde et le  $\text{H}^+$  font de l'eau.

n) et o) L'ajout de 10 mL d'acide lactique 0.85% nous a donné un pH de 7.27. Ceci a donc diminué le pH de la solution par un peu mais nous avons encore une solution basique. Voici la formule de la réaction qui arrive:



Le niveau de pH pour nous est plus haut que celui de l'eau (comme dans toute cette partie de l'expérience) mais un peu moins qu'au début. Le niveau de pH est toujours plus bas que celui du sang. Les ions de carbonates avec l'eau forment des ions de bicarbonate et des ions d'hydroxydes.

p) Lorsqu'il y a trop d'acide lactique dans le corps, il essaie de contrebalancer ou d'augmenter le pH du sang en augmentant la vitesse de respiration. Pour simuler ceci en laboratoire, nous avons augmenté la vitesse d'agitation de la solution. Les données ont constaté que l'augmentation de vitesse a bien augmenté le pH de la solution mais seulement par un petit peu (environ 0.05). La réaction pourrait être démontré avec la formule:



On peut donc voir que la raison du changement minime de pH. Pour libérer le  $\text{CO}_2$  dans le solution, il fallait dissocier le  $\text{HCO}_3^-$  en premier. À cause de ceci, il n'y avait pas assez de  $\text{CO}_2$  de libérer pour avoir un grand changement sur le pH.

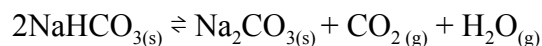
q) L'ajout de 0.50g  $\text{NaHCO}_3$  a changé le pH de 7.27 à 7.41. Cette réaction pourrait être représenter par la formule présenter tantôt:



On peut ensuite déterminer que l'ajout de  $\text{NaHCO}_3$  va favoriser la production de  $\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ , et  $\text{NaC}_3\text{H}_5\text{O}_3$ . Le composé de  $\text{CO}_3$  se dissocie dans l'eau pour former des ions  $\text{OH}^-$  et va donc augmenter le pH.

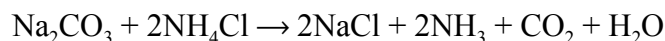
r) L'ajout de 0.50g de plus de  $\text{NaHCO}_3$  a changé le pH de la solution de 7.41 à 7.52. Le pH a moins augmenté que la première fois. Le montant de ce sel ajouté commence à s'équilibrer en dirigeant la réaction vers la gauche.

s) L'ajout du pastille de  $\text{CO}_2$  a changé le pH de 7.52 à 7.42. Ça a créer un nuage de vapeur lors du contact avec la solution. La réaction qui s'est arrivée se trouve ci-dessous:



Dans ce réaction, le bicarbonate de sodium se dissocie en  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CO}_2$ , et  $\text{H}_2\text{O}$ . En ajoutant des pastille de  $\text{CO}_2$ , l'équilibre favorise la production de  $\text{NaHCO}_3$ . Le  $\text{CO}_2$  en excès diminue le pH de la solution car celui-ci est acide.

t) Au dernier étape, on a ajouté 0.40 g de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  et le pH est passé de 7.42 à 7.43, démontrant presque aucun changement. La réaction peut être démontré avec cette formule:



L'ajout de celui-ci favorise la formation des produits ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ). La différence minime des pH dans cette réaction peut être expliqué avec les formations d'ions  $\text{H}^+$  et d'ions  $\text{OH}^-$ . La formation du  $\text{CO}_2$  permet de diminuer le pH (acidifie) tandis que la formation du  $\text{NH}_3$  aide la à former des ions  $\text{OH}^-$  ( $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ ), qui augmente le pH. Ces deux changements de pH s'annulent et donc il y a un différence minime de pH avant et après la réaction.

### **Sources d'erreurs**

Pour la partie 1 et 2, il a fallu utiliser des petites bouteilles de différents composés pour lâcher des gouttes dans une éprouvette. Ce n'était pas une manière efficace de suivre la procédure car on a pas pu avoir une mesure exacte du nombre de millilitres de chaque différentes substances que nous avons ajouté dans l'éprouvette. Aussi, en mettant goutte par goutte les différentes substances dans l'éprouvette, on remarque que beaucoup de ces gouttes tombent par frapper la vitre dans l'éprouvette et donc on a une incertitude assez grande dans le nombre de millilitre qui a vraiment été utiliser. Mais on est confiant que cela n'a pas vraiment affecter notre rendement de manière très grande.

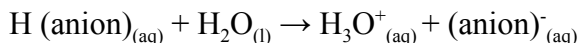
Pour la troisième partie, le vortex changeait de force en fonction du temps (la force n'était pas constante). Donc, il y a eu des mélanges qui ont été plus efficaces que d'autres. Aussi, malgré le nettoyage que nous avons fait à la sonde de pH, nous sommes incertain si elle a donné un rendement qui est exacte pour le niveau de pH.

## Réponses aux questions:

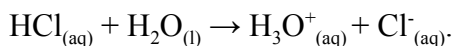
1.

- a. Le HCl est un acide fort et l'ion ammonium agira comme un acide faible. Si l'acide chlorhydrique était utilisé comme acide. Le niveau de pH aurait donc diminuer très gravement et l'humain serait certainement en train d'avoir une acidose. Le niveau de pH du sang doit rester entre 7.35 et 7.45 et en utilisant le HCl, ce niveau est certain de descendre plus bas que cet interval. Avec un acide faible, on est certain que l'humain n'est pas en danger comparément à un acide fort.
- b. On a utilisé le  $\text{NH}_4\text{Cl}$  et non le  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  ou le  $\text{NH}_4\text{I}$  car le chlorure d'ammonium est beaucoup plus sécuritaire que les deux autres composés. Le nitrate d'ammonium est utilisé pour faire des explosifs et dans le corps ce composé causerait des dommages<sup>10</sup>. L'iodure d'ammonium n'est aussi pas un bon composé à mettre dans le corps. Lui, il peut causer une surdose facilement, et il irrite les yeux, la peau et le système respiratoire<sup>11</sup>.

2.



Ceci est l'équation générale pour l'ajout d'un acide, donc par exemple, l'ajout de l'acide chlorhydrique à un système fait l'équation:



Cela est en corrélation avec nos observations, car avec l'ajout d'un acide, on remarque que le niveau de pH est en train de diminuer. Si le niveau de pH diminue, cela veut dire que les ions de hydronium ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) sont en train d'être créés. On peut donc dire que le niveau pH est inversement proportionnelle à la quantité de  $\text{H}_3\text{O}^+$ :

$$\text{Niveau pH} \propto 1/\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$$

Et cela fait beaucoup de sens. En pensant à un acide fort comme l'acide chlorhydrique, on note qu'il se dissocie complètement dans l'eau, pour créer des ions de hydronium et de chlore.

---

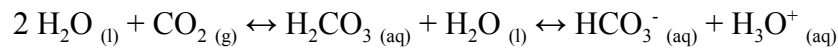
<sup>10</sup> « Ammonium nitrate », PubChem, 2019.

[https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/compound/ammonium\\_nitrate](https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/compound/ammonium_nitrate)

<sup>11</sup> « Ammonium iodide », PubChem, 2019.

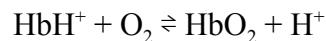
<https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/compound/Ammonium-iodide>

Un acide faible se dissocie que partiellement dans l'eau et produirait beaucoup moins de ions qu'un acide fort. Donc, les acides avec un niveau de pH plus bas, en contact avec l'eau, va produire plus d'ions de hydronium. Cela est utile à comprendre dans ce laboratoire parce que l'ajout de différents acides change le niveau de pH de différente manière. Dans le système de tampons, on a cette réaction:



Cette réaction montre qu'avec trop d'ions de hydronium, selon le principe de Le Châtelier, la réaction favorise le côté des réactifs. Cela vient expliquer la productions de bulles (productions de gaz ( $\text{CO}_2_{(g)}$ )) que nous avons observés lors de l'ajout de l'acide chlorhydrique.

3. Premièrement, l'acidose est une maladie qu'un humain obtient si le niveau de pH de son sang tombe en bas d'environ 7.35<sup>12</sup>. Cette maladie est habituellement causée par un excès de déchets d'acide dans le corps d'une personne. Si le corps n'est pas capable de s'en débarrasser, il est susceptible à la maladie. Si la maladie est obtenue, la personne serait en face avec plusieurs conséquences qui peuvent endommager sa santé. Dans le système circulatoire, l'hémoglobine dans les globules rouges transporte l'oxygène à toutes les organes du corps. Cependant, sa capacité de faire le processus dépend du niveau de pH dans le sang:

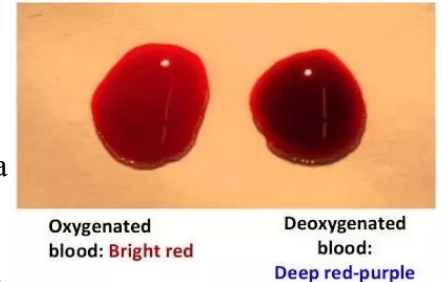


Ceci est la réaction du processus, l'hémoglobine avec un ion d'hydrogène se lie avec de l'oxygène à la place de l'hydrogène. Dans un cas où une personne a une acidose, le principe de le Chatelier dit que la réaction ci-dessus favoriserait les réactifs pour garder la réaction en équilibre. Cela veut dire que l'hémoglobine aura beaucoup de difficulté à se lié avec l'oxygène et donc la respiration cellulaire et la transportation de l'oxygène est rendu beaucoup plus difficile. Cela est très dangereux pour n'importe qui. L'hémoglobine va donc transporter de l'hydrogène à la place de l'oxygène parce que la substitution ne peut pas se produire dans la condition du pH.

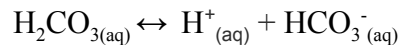
---

<sup>12</sup> « Acidosis », healthline, 2017. <https://www.healthline.com/health/acidosis>

4. Selon la question 3, la réaction pour le transport d'oxygène favorise les réactifs lors d'un environnement plus acide. Donc, à la gauche, l'éprouvette est juste en mesure d'avoir du sang dans l'eau et ne produira pas nécessairement une réaction car le pH de l'eau est neutre. Tandis que la réaction à la droite a eu un ajout d'un acide fort. Cela définitivement provoque un changement de couleur car, selon le principe de le Châtelier, la réaction favorise les réactifs pour garder l'équilibre. Aussi, la couleur devient foncé. D'habitude, la couleur du sang oxygéné est rouge, et celle du sang désoxygéné est beaucoup plus foncé. Donc, comme le sang dans l'éprouvette droite favorise les réactifs, le sang de sera pas lié avec l'oxygène. Donc, ça fait beaucoup de sens que le sang est de couleur plus foncé.



Ci-dessus est la réaction qui se produit lors de la création d'une boisson gazeuse. On utilise du dioxyde de carbone pour donner la boisson gazeuse la texture gazeuse\pétillante. En contact avec l'eau, le dioxyde de carbone et l'eau forment un acide (acide carbonique), ce qui rend le niveau de pH d'une boisson gazeuse basse:



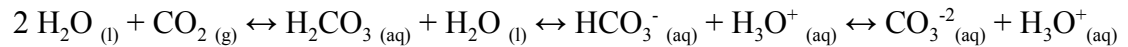
Les ions d'hydrogènes rends le pH faible. Mais, en utilisant un agitateur pour permettre au dioxyde de carbone de se relâcher dans l'air, on prévient l'acide carbonique à se produire, et donc l'acide ne va pas de dissocier en ions pour rendre la boisson gazeuse. Le niveau de pH va donc monter. C'est le même principe de laisser une boisson gazeuse pour une journée. Le dioxyde de carbone est devenue gazeux, la texture gazeuse est perdue et le goût n'est plus le même.

6. Les poules halètent lorsqu'ils fait très chaud, les humains aussi peuvent avoir des hyperventilations lors de cas extrêmes de chaud<sup>13</sup>. Le résultat chez les humains est potentiellement une alcalose, qui est l'opposée d'une acidose. Donc le niveau de pH serait

<sup>13</sup> « Respiratory system and thermoregulation », PoultryHub, 2019.  
<http://www.poultryhub.org/physiology/body-systems/respiratory-system-thermoregulation/>

trops haut (plus que 7.45) et le corps aura de la difficulté avec quelques processus réguliers.

Ceci est l'équation pour l'équilibre pour une poule:



Lors de la respiration, les humains et les poules inspire beaucoup moins de  $\text{CO}_2$  qu'il en expire, donc, cela résulte en une perte de dioxyde de carbone. Cela veut dire que, selon le principe de Le Châtelier, cette réaction va se diriger vers les réactifs pour maintenir l'équilibre. Mais la force des coquilles est basée sur la formation du carbonate de calcium avec les ions de carbonate. Si la réaction se déplace vers la gauche, il y aura beaucoup moins de carbonate et donc le carbonate de calcium ne pourra pas se produire. Donc il y aura un manque de carbonate de calcium et la coquille de l'oeuf d'une poule qui halète va perdre son épaisseur et va devenir plus faible. Aussi, leur niveau de pH va augmenter car l'autre produit avec l'ion de carbonate est l'ion de hydronium. Donc, en produisant moins d'ion de hydronium, le niveau de pH va augmenter.

## **Conclusion:**

En conclusion, nous avons complété nos trois expérience dans ce laboratoire avec succès. Nous avons pu observer l'effet de l'ajout et de la consommation de réactifs sur un système à l'équilibre, établir des équilibres multiples à l'aide de l'ion d'argent, et préparer un mélange tampon qui nous a permis de simuler les réactions métaboliques.

## Données brutes:

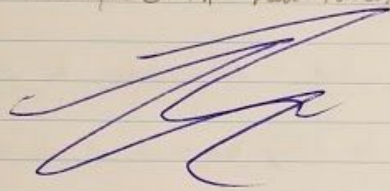
### Partie 1 : Déplacement d'équilibre

20 gouttes de  $\text{CuSO}_4$  0,1M pour 1 mL

6 gouttes de  $\text{NH}_3$  et la solution tourne bleu

L'ajout du HCl réchauffe la solution

Quand on répète l'étape 3 et 4, couche transparente devient plus épaisse. Ménisque devient bleu foncé.



## Partie 2 : Équilibre multiples

10 gouttes  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  + 10 gouttes  $\text{AgNO}_3$  devient caramel

Ajout de 2 gouttes de  $\text{HNO}_3$  devient transparent

Ajout de 2 gouttes de  $\text{HCl}$  0,1M devient blanc opaque

Ajout de 2 gouttes de  $\text{NH}_3$  devient transparent, création d'un gaz

Ajout de 3 gouttes de  $\text{HNO}_3$  devient blanc opaque

Ajout de 2 gouttes de  $\text{NH}_3$  devient transparent, endothermique

Ajout de 3 gouttes de  $\text{KI}$  devient jaunâtre

Ajout de 3 gouttes de  $\text{Na}_2\text{S}$  devient gris transparent, avec un résidu solide noir, mélange hétérogène.

## Observations Lab 3 : Équilibres

### Partie 3 : Tampons

pH de l'eau est 7,51

pH de l'eau + bicarbonate de sodium ( $\text{NaHCO}_3$ ) est 8,30

pH avec l'ajout de HCl 0,1M est 7,36

pH avec l'ajout d'acide lactique 0,85% est 7,27

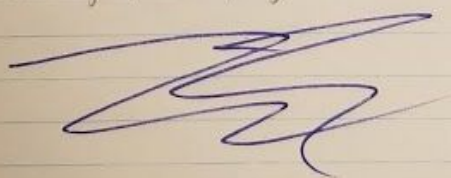
Augmentation de vitesse = Augmentation de pH

pH avec l'ajout de 0,50g bicarbonate de sodium est 7,41

pH avec l'ajout d'un autre 0,50g bicarbonate de sodium est 7,52

pH avec l'ajout d'une pastille de  $\text{CO}_2$  est 7,42

pH avec l'ajout de 0,40 g de chlorure d'ammonium est 7,43



### partie 3

1. L'eau devient plus opaque pour quelques secondes  $\text{NH}_4\text{Cl}$   
pH = 8.30
2. Aucun changement visuel HCl  
pH = 7.36
3. Aucun changement visuel acide lactique  
pH = 7.26 (Vitesse ↑, pH ↑)
4.  $\text{NaHCO}_3$  (2<sup>e</sup>)  
pH = 7.41
5.  $\text{NaHCO}_3$  (3<sup>e</sup>)  
pH = 7.52
6. Vapeurs créées  $\text{CO}_2$   
pH = 7.42
7. Aucune  $\text{NH}_4\text{Cl}$   
pH = 7.43

### Partie 1

1.  $\text{CuSO}_4$  +  $\text{NH}_3$  → couleur devient bleu  
1 mL 6 gouttes
- + HCl, une couche mince en haut du bleu transparente.  
odeur faible.
- Répète les étapes 3 & 4; couche transparente devient plus épaisse. Ménéisque ~~de~~ devient bleu foncé

### partie 2

1.  $\text{AgNO}_3$  +  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  → couleur carmin
2. Devient transparent avec  $\text{HNO}_3$
3. Devient opaque et de couleur blanche + HCl 0.1M
4. Création d'un sel, solution devient transparente +  $\text{NH}_3$
5. Devient blanc et opaque +  $\text{HNO}_3$  (2<sup>e</sup>)
6. Endothermique
7. couleur jaunâtre + KI
8. Mélange Hétérogène. Commencé foncé et devenu gris clair.