

# TD 2

## Acides et bases en solution aqueuse

Afin de traiter les exercices suivants, vous devez vous rendre sur le site « Je me forme à la métrologie » en suivant le lien suivant : <http://1plus1font3.com/Metrologie/index.htm>

Vous devez alors suivre la **leçon 3** du **niveau 1** : Résolution d'un appareil de mesure à affichage digital

### Exercice 1 : L'acide lactique dans les shampoings

Un fabricant de matières premières pour cosmétiques commercialise une solution d'acide lactique à 80 % en masse. Celle-ci est employée comme additif afin de diminuer le pH des préparations, notamment les shampoings et soins capillaires (le pH recommandé pour ces produits est compris entre 5 et 7). En particulier, il est souvent nécessaire pour activer le conditionneur et permet ainsi d'apporter de la brillance aux cheveux. L'acide lactique a une très bonne affinité avec la peau et le cheveu et favorise une bonne hydratation et l'élimination des cellules mortes. Voici quelques informations données sur ce produit :

Voici la formule chimique de l'acide lactique :

$$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{C} \\ | \quad \quad // \\ \text{OH} \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \backslash \\ \quad \quad \quad \text{OH} \end{array}$$

Sa masse molaire est de 90,0779 g.mol<sup>-1</sup>. La densité de la solution est de 1,19 à 20 °C.

Le pK<sub>A</sub> du couple, noté AH/A<sup>-</sup>, vaut 3,86.

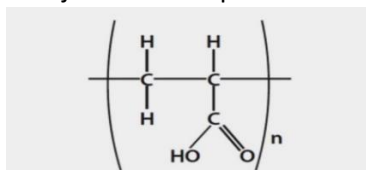
1. Ecrire la réaction de l'acide lactique avec l'eau.
2. Déterminer la concentration molaire en acide lactique apporté de la solution à 80 %.
3. On prépare une solution (S) en diluant 500 fois la solution commerciale. Que vaudrait le pH de la solution (S) si l'acide lactique était un acide fort ?
4. On mesure le pH de la solution à l'aide d'un pH-mètre. Celui-ci indique : pH = 2,77. Que peut-on en conclure ? Cette valeur est-elle cohérente avec les indications concernant l'acide lactique ?
5. La notice du pH-mètre indique que la résolution de l'appareil est de 0,01 unité de pH. Exprimer le résultat de mesure avec l'incertitude due à la résolution.
6. Quelle espèce prédomine à ce pH ?
7. Déterminer le taux de dissociation de l'acide lactique dans la solution (S).
8. Décrire le fonctionnement d'un pH-mètre, en précisant notamment la nature des électrodes employées.

### Exercice 2 : L'utilisation de l'ammoniac dans les peintures

Beaucoup de peintures en phase aqueuse contiennent de l'ammoniac, dont la fonction est notamment d'augmenter l'efficacité de certains épaississants, ou encore de stabiliser la dispersion du liant. Dans un laboratoire de recherche-développement, on formule une peinture à l'aide d'une solution d'ammoniac à 12 mol.L<sup>-1</sup>.

1. Ecrire la réaction de l'ammoniac avec l'eau.
2. On utilise 1 mL d'ammoniac pour 100 mL de peinture. Quelle est la concentration de la peinture en ammoniac ?
3. Le pH de la peinture vaut 11,14. En déduire la concentration en ions hydroxyde HO<sup>-</sup>.
4. Quel serait le pH si on utilisait de la soude à même concentration ?

On ajoute à cette peinture un épaississant acrylique de formule suivante :



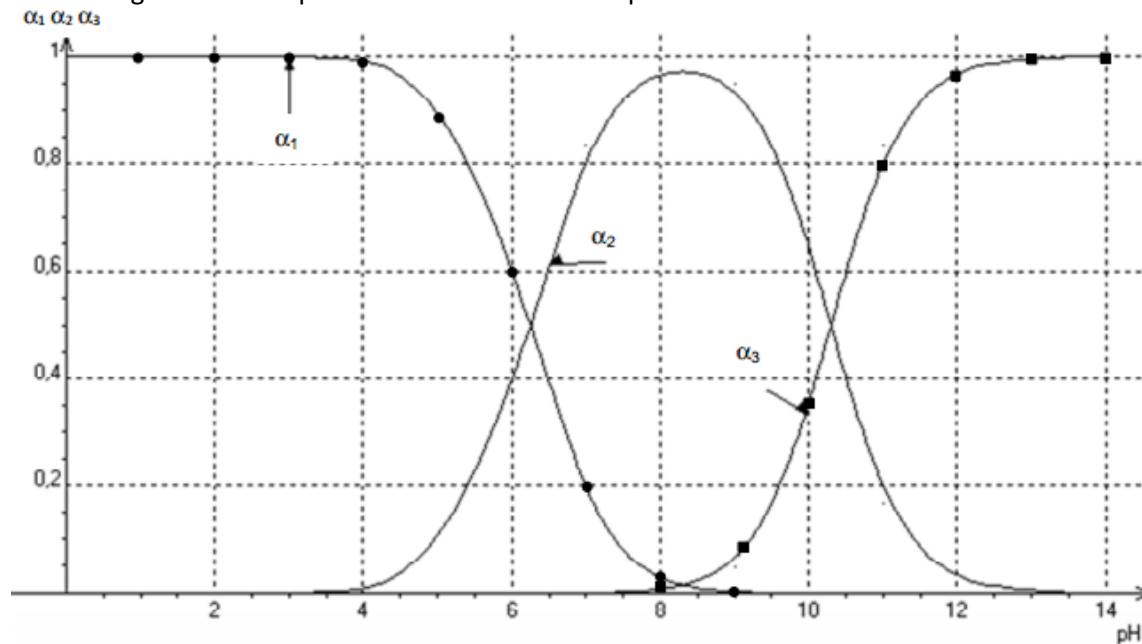
5. Quel sera l'effet de cet épaississant sur le pH ?
6. Ecrire la réaction susceptible de se produire entre l'ammoniac et l'épaississant acrylique.

- Le  $pK_A$  correspondant à l'épaississant acrylique vaut 4,25. Calculer la constante d'équilibre de la réaction.
- Que vaudrait cette constante d'équilibre si on utilisait de la soude à la place de l'ammoniac ?

### Exercice 3 : L'acidification des océans

Depuis le début de l'ère industrielle, les émissions de dioxyde de carbone dans l'atmosphère ont fortement augmenté. Entre autre conséquences, cela provoque une acidification des océans qui elle-même est facteur de graves dangers pour les récifs coralliens ainsi que pour les mollusques.

- Rappeler pourquoi le dioxyde de carbone, en se dissolvant dans l'eau, est susceptible de diminuer son pH.
- Trois espèces sont susceptibles d'être présentes en solution : lesquelles ?
- Laquelle de ces trois espèces est un amphotère ? Justifier.
- Compléter le diagramme de répartition de l'acide carbonique ci-dessous :



- Déterminer les valeurs de  $pK_{A1}$  et  $pK_{A2}$  des deux couples associés.
- Aujourd'hui, les océans ont un pH voisin de 8,1 soit 0,1 unité plus faible qu'au moment de la révolution industrielle. Montrer que cela représente une augmentation de la concentration molaire des ions oxonium  $H_3O^+$  d'environ 30 %.
- Quelle est la concentration des océans en ions hydroxyde  $HO^-$  à ce pH ?
- Les récifs coralliens ainsi que les coquilles de certains organismes marins sont en grande partie constitués de carbonate de calcium. Quelle est, pour eux, la conséquence de l'acidification des océans ?

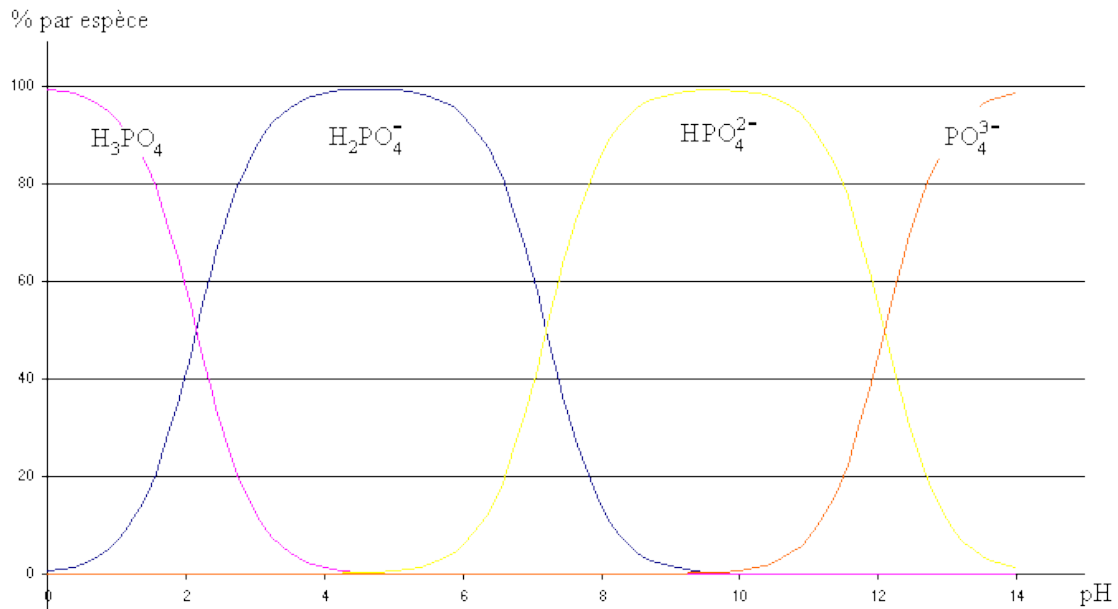
### Exercice 4 : Pourquoi le Coca-Cola pétille ?

Les boissons au cola contiennent plusieurs composés ioniques et moléculaires. La couleur et le goût sont dus à des composés organiques tandis que l'aspect pétillant tient dans la présence d'acides et donc de réactions acido-basiques couplées. On a en effet la présence simultanée d'ions hydrogencarbonates  $HCO_3^-$  et d'acide phosphorique  $H_3PO_4$ , ce dernier ayant pour fonction de donner à la boisson un goût acidulé.

Le dégagement gazeux est dû à la réaction entre ces deux espèces chimiques, qui conduit à la formation d'acide carbonique. Ce composé est instable et forme spontanément de l'eau et du dioxyde de carbone. Une fois l'eau saturée en dioxyde de carbone, il se dégage sous forme de bulles effervescentes.

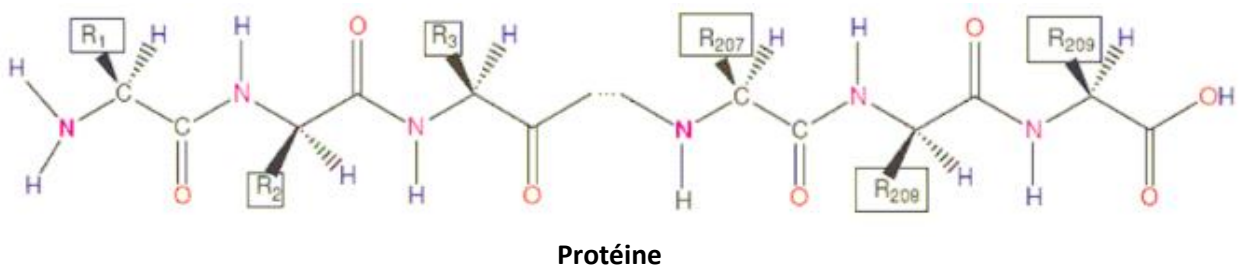
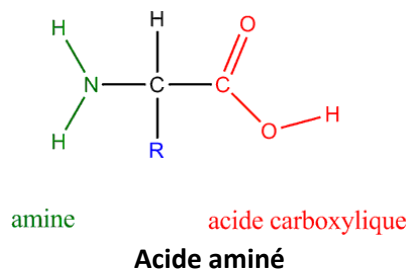
- Le pH du Coca-Cola vaut 2,8. Quelle est la forme prédominante de l'acide phosphorique ?
- Que peut-on dire des autres formes ?
- Ecrire l'équation de la réaction se produisant entre l'acide phosphorique et l'hydrogencarbonate. Calculer sa constante d'équilibre.

## Diagramme de répartition de l'acide phosphorique :

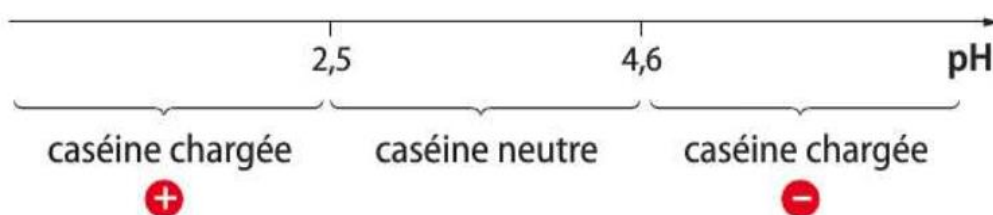


### Exercice 5 : Colle caséine

La colle à la caséine est très utilisée dans le secteur de l'emballage : collage du carton, du papier sur le verre (étiquettes des bouteilles), etc. Elle utilise comme liant la caséine qui est une protéine du lait, c'est-à-dire un polyamide naturel constitué de monomères appelés acides aminés.

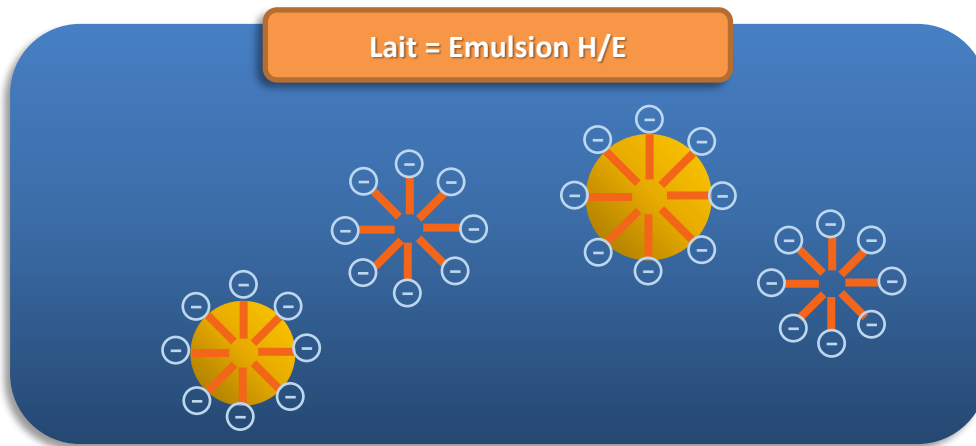


La charge électrique de la caséine varie avec le pH (voir figure ci-dessous). Ainsi pour un pH supérieur à 4,6 la caséine est globalement chargée négativement.



Le pH du lait étant de 6,5 la caséine y est alors chargée négativement. Elle joue alors un rôle de tensioactif anionique : elle entoure les particules hydrophobes du lait (lipides insolubles dans l'eau), et s'organise sous forme de micelles. Le

lait est par conséquent une émulsion stable puisque les forces répulsives dues à ces charges de surface empêchent la coalescence des particules dispersées et la séparation de phase.



La caséine industrielle utilisée dans les adhésifs est commercialisée sous forme de poudre blanc-jaune, insoluble dans l'eau. Elle est isolée du lait par coagulation (coalescence des particules grasses et évaporation de l'eau) : on ajoute un acide (sulfurique ou chlorhydrique) pour obtenir un  $\text{pH} = 4,6$  et on chauffe à  $50^\circ \text{C}$ . On parle alors de caséine acide.

1. Expliquez pourquoi la caséine a la capacité de se charger positivement ou négativement selon la valeur du  $\text{pH}$ .  
Vous indiquerez notamment les groupes fonctionnels concernés.
2. Expliquez le phénomène de coagulation du lait (caillage) lorsque celui-ci est mis en présence d'un acide.
3. Quel est le rôle de la base dans les colles caséines ?