

mélange de HA et A⁻ : jamais réaction entre eux
 2 seules réactions : HA → A⁻ + H⁺ et H⁺ + OH⁻ → H₂O.



Pontage n°23
 Expériences utilisant les
 solutions tampons

Tampon stable par dilution
 → [A⁻] / [HA] stable
 → [H⁺] constant
 ↓
 on doit bien rincer les électrodes après pontage d'une sol tampon.

Introduction :

Une solution tampon est une solution dont le pH varie très peu par addition de base forte, d'acide fort ou par dilution.

Elles sont très souvent constituées d'un mélange équimolaire d'un acide et de sa base conjuguée dont le pH tampon est le pKa du couple.
 Quelles utilisations en fait-on ?

I Fabrication et propriétés des solutions tampons

1) Fabrication d'une solution tampon



On a $pH = pKa + \log \frac{CB}{CA}$ or $CA = CB$

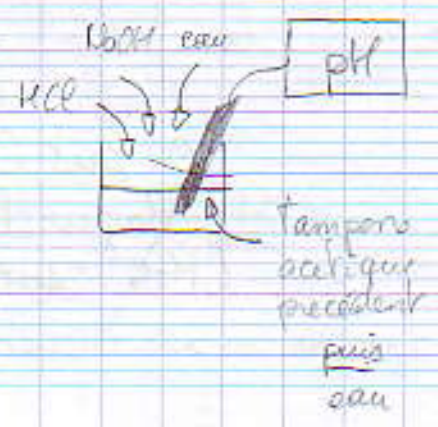
⇒ $pH = pKa$ On mesure à l'aide d'un pH-mètre
 ⇒ $pH_{exp} = 4,6$ ($pH_{th} = 4,7$)

Rq : l'écart entre théorie et expérience peut venir de la différence entre activités et concentrations

pH = pKa
 ↓
 max du pouvoir tampon.

2) Vérification des propriétés de définition :

	pH	+2ml HCl	+2ml NaOH	+20ml eau
25ml tampon 0,1M	4,6	4,65		4,59
25ml tampon 0,01M	4,66	7,4	11,2	4,63
25ml eau	6,8	7,14		





- les mesures de pH pour l'ajout des solutions dans l'eau servent de comparatif.
 - On dit que le tampon de concentration 0,1N vérifie bien les propriétés énoncées en amortissant les variations de pH.
 - Par contre le tampon 0,01N possède une concentration en acide de 0,005N et en base de 0,005N. Ces concentrations sont insuffisantes pour l'amortissement.
- Le tampon est un pseudo tampon puisqu'il vérifie une seule des 3 propriétés.

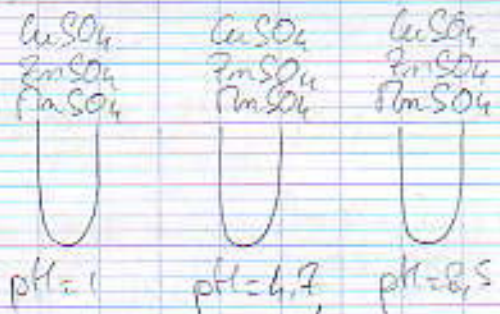
II Utilisations des solutions tampons :

1) Etalonnage du pH-mètre

potentiel lin
= fonction
affine du pH
 $E = a + b \cdot \text{pH}$

Pour utiliser un pH-mètre dans des conditions optimales, il faut qu'il puisse effectuer des mesures sur toute l'échelle de pH. Pour cela, on l'étalonne souvent avec des solutions Tampon de pH = 4, 7, 11.

2) Précipitation sélective des sulfures métalliques



On fait barboter H_2S dans chaque tube
(H_2S = sulfure de Fer + HCl)

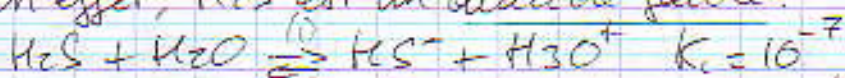
- CuS précipite dans les 3 cas (CuS noir)
 - ZnS précipite à pH 4,7 et 8,5 (ZnS blanc)
 - PbS précipite à pH 8,5 (PbS blanc rose)
- $\text{pK}_s(\text{CuS}) = 35,5$
 $\text{pK}_s(\text{ZnS}) = 23$
 $\text{pK}_s(\text{PbS}) = 17$

En milieu très basique: précipitation de $\text{Pb}(\text{OH})_2$
 On peut doser Ca^{2+} seul.



Dans ce cas que la précipitation dépend du pH ainsi, un choix judicieux permet de séparer les sulfures.

En effet, H_2S est un diacide faible:



ex: si pH petit, $[\text{HS}^-]$ très faible $\Rightarrow [\text{S}^{2-}] \approx 0$

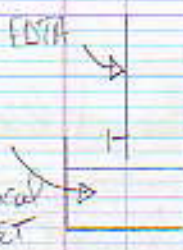
or la condition de précipitation s'écrit:

$$[\text{S}^{2-}][\text{Pb}^{2+}] \geq K_{sp}$$

la précipitation est complète si $[\text{Pb}^{2+}] = 10^{-5} \text{ M}$.

Cl: On peut montrer que plus le K_{sp} d'un précipité est petit et plus la précipitation se fera à pH acide.

3) Mesure de la dureté d'une eau.

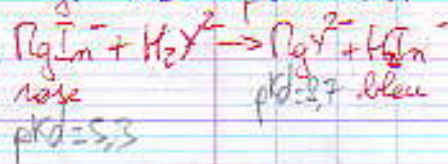


100 ml eau + 10 ml tampon ammoniacal + qq gouttes NET

Rq: L'EDTA est corrosif car complexe tous les cations métalliques (ceux de la peau aussi)

L'EDTA complexera les ions Ca^{2+} et Pb^{2+} aut équiv. couleur rose car complexe ions - NET ap équiv: Tous les ions sont complexés par l'EDTA le NET retrouve sa couleur bleu.

fin de complexation:



On calcule

$$[\text{Ca}^{2+}] + [\text{Pb}^{2+}] = \frac{C_{\text{EDTA}} \times V_{\text{eq}}}{V_0} \quad \text{et} \quad d = 10^4 ([\text{Pb}^{2+}] + [\text{Ca}^{2+}])$$

$$d = 0,1 \text{ mol/l} = 10^{-4} \text{ mol/l}$$

les équations de complexation avec l'EDTA sont:



en effet:



On peut montrer que les réactions sont totale si on se met en tampon ammoniacal.

↳ éviter précipitation de $\text{Pb}(\text{OH})_2$
 ↳ "stabilise" le NET

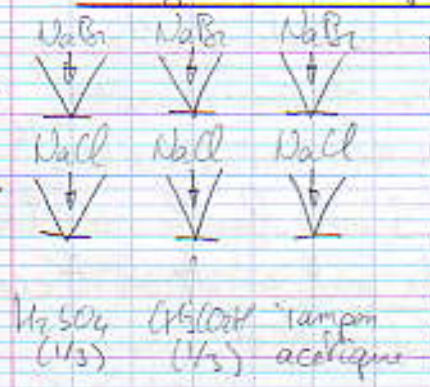


LOUETTE
+ GANTS
L'HOTTE

III Oxydation en milieu tamponnée (Biom 20)

Modification du pouvoir oxydant de PmO_4^-

6 verres de
20ml d'eau
+
 KMnO_4 très dilué



- Avec NaBr , la disparition de PmO_4^- (couleur rose) s'amoindrit à mesure que le pH augmente
- Avec NaCl , on observe le même phénomène mais avec une échelle différente.

cl : Grâce à un milieu tamponné bien choisi, on peut sélectionner une oxydation.

Conclusion :

Nous avons montré ici les principales utilisations des solutions tampons.
Il faut savoir qu'il existe des solutions tamponnées dans le corps humain. Notamment le sang tamponné à 7,3 par le tampon phosphate ($\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$) ainsi que le pseudo-tampon hydrogencarbonate (HCO_3^-).
Si le pH du corps atteint 7,7 ; il y a mort de l'individu.

→ def par du pouvoir tampon (τ)
qf en mol d'acide fort qu'il faut ajouter à 1L de sol pour que son pH varie d'1 unité.
Tacide = Tbase si $\text{pH} = \text{pKa}$