

## Correction exercices livre P349

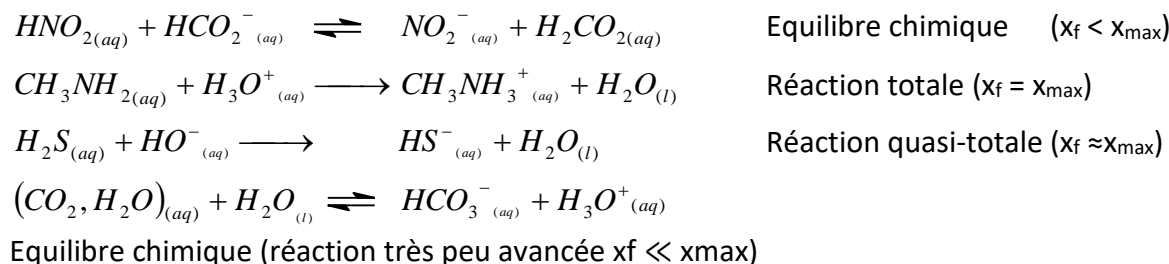
### Exercice n°18

Acide	ClOH	$\text{HCO}_3^-$	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{HS}^-$
Base	$\text{ClO}^-$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{HS}^-$	$\text{S}^{2-}$

### Exercice n°19

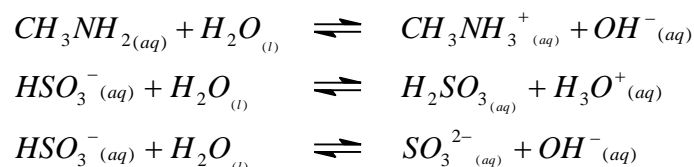
- a. Réaction acido-basique : réaction au cours de laquelle il y a échange de proton  $\text{H}^+$  de l'acide vers la base.
- b.  $\text{HCO}_2\text{H}/\text{HCO}_2^-$      $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$   
 $\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-$              $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$

### Exercice n°20

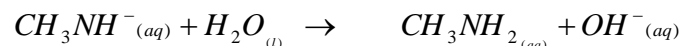


### Exercice n°21

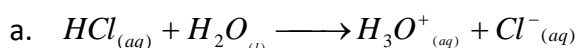
Les 3 premières réactions concernent des acides faibles et des bases faibles, elles mènent à un équilibre chimique (la réaction avec l'eau n'est pas totale) :



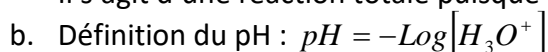
La dernière réaction concerne une base forte, la réaction avec l'eau est donc une réaction totale :



### Exercice n°22



Il s'agit d'une réaction totale puisque HC l'est un acide fort.



Comme il s'agit d'une réaction totale :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = C$  où C est la concentration en HCl apporté

$$(C = \frac{5,2 \times 10^{-4}}{0,200} = 2,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1})$$

D'où, **pour un acide fort**,  $\text{pH} = -\text{Log}C$             A.N.     $\text{pH} = -\text{Log}(2,6 \times 10^{-3}) = 2,6$

Démonstration  $[\text{H}_3\text{O}^+] = C$  à partir du tableau d'avancement :

		$\text{HCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$			
Etat initial	0	$n_0$		0	0
Etat intermédiaire	x	$C \cdot V - x$		x	x
Etat final = Etat maximal	$x_{\max}$	$C \cdot V - x_{\max} = 0$		$x_{\max} = C \cdot V$	$x_{\max}$

A partir du tableau d'avancement :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{x_{\max}}{V} = \frac{C \cdot V}{V} = C$

Exercice n°23

a.  $NaOH_{(s)} \longrightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$  Il s'agit d'une réaction totale

b. Définition du pH :  $pH = -Log[H_3O^+]_f$

Avec le produit ionique de l'eau :  $Ke = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$  soit  $[H_3O^+]_f = \frac{Ke}{[OH^-]_f}$

$$\text{Or } [OH^-]_f = \frac{n_{OH^-}}{V} = \frac{M_{NaOH}}{V} = \frac{m_{NaOH}}{M_{NaOH} \cdot V}$$

A.N.  $[OH^-]_f = \frac{0,500}{40,0 \times 1,00} = 1,25 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$$[H_3O^+]_f = \frac{10^{-14}}{1,25 \times 10^{-2}} = 8,00 \times 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -Log(8,00 \times 10^{-13}) = 12,1$$

Exercice n°24

Les solutions a et d sont des solutions d'acides forts qui ont donc totalement réagi avec l'eau. On a donc pour ces deux solutions  $pH = -LogC$  (voir exercice 7)

En conséquence, **le pH sera d'autant plus faible que C est élevée.**

Or  $C_a = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  et  $C_d = t_d/M = 4,0 \times 10^{-4} / 36 \text{ mol.L}^{-1}$

On peut voir que  $C_a > C_d$  et conclure que  $pH_a = pH_4 = 2,6$  et  $pH_d = pH_3 = 5,0$

Les solutions b et c sont des solutions basiques obtenues par dissolution (totale) des composés ioniques.

En vertu du produit ionique de l'eau  $[H_3O^+]_f = \frac{Ke}{[OH^-]_f}$ , **plus la concentration en  $OH^-$  est élevée, plus**

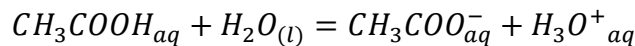
la concentration en  $H_3O^+$  est faible et donc **plus le pH sera élevé.**

Or  $C_c = 3,6 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$  et  $C_b = 0,39/40 \text{ mol.L}^{-1}$

On peut voir que  $C_b > C_c$  et conclure que  $pH_b = pH_1 = 12$  et  $pH_c = pH_2 = 10,5$

Exercice n°30

a. Donner l'équation de la réaction de l'acide avec l'eau.



b. Tableau d'avancement

Quantité d'acide acétique mis en solution :

$$n_0 = m_0/M_{ac} \quad \text{A.N.} \quad n_0 = \frac{60}{12 \times 2 + 16 \times 2 + 4} = 1,0 \text{ mol}$$

	$CH_3COOH_{aq} + H_2O_{(l)} = CH_3COO^-_{aq} + H_3O^+_{aq}$			
x=0	$n_0 = 1,0$		0	0
x	$1,0 - x$		x	x
$x_f$	$1,0 - x_f$		$x_f = 10^{-pH} \cdot V$	$x_f = 10^{-pH} \cdot V$
$x_{max}$	0		$x_{max}$	$x_{max}$

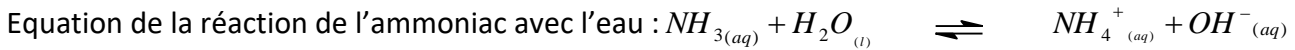
$$x_f = 10^{-pH} \cdot V \quad \text{A.N.} \quad x_f = 10^{-2,6} \times 1,00 = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

c. D'après le tableau d'avancement :

$$n_{CH_3COOH}_f = n_0 - x_f = 1,0 - 2,5 \times 10^{-3} \approx 1,0 \text{ mol}$$

$$n_{CH_3COO^-}_f = x_f = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

### Exercice n°31



Il s'agit d'un équilibre chimique car l'ammoniac est une base faible ; la réaction n'est pas totale. En conséquence, la quantité d'ion  $OH^-$  présente à l'équilibre  $n(OH^-)_f$  est inférieure à la quantité d'ammoniac mise en solution  $n(NH_3)_0$ .

$$[NH_3]_0 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Et donc

$$[OH^-]_f < 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

soit

$$\frac{1}{[OH^-]_f} > 200$$

Et

$$\frac{Ke}{[OH^-]_f} > 2,00 \times 10^{-12}$$

A partir du produit ionique de l'eau, on peut en déduire :

$$[H_3O^+]_f > 2,00 \times 10^{-12}$$

En utilisant la définition du pH :

$$- \text{Log}[H_3O^+]_f < 11,7$$

Le pH de la solution obtenue est bien inférieur à 11,7.

### Exercice n°32

c.  $F = \frac{[H_3O^+]_0}{[H_3O^+]_d} = \frac{10^{-pH_0}}{10^{-pH_d}} = 10^{-pH_0 + pH_d}$       A.N.       $F = 10^{-1,5+3} = 10^{1,5} = 31,6$

d.  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

Avec le produit ionique de l'eau :  $Ke = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$  soit

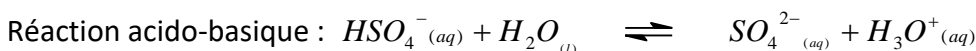
$$[OH^-]_f = \frac{Ke}{[H_3O^+]_f} = \frac{10^{-pKe}}{10^{-pH}} = 10^{-pKe+pH}$$

A.N.       $[OH^-]_f = 10^{-13,7+8} = 2,00 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$

### Exercice n°33

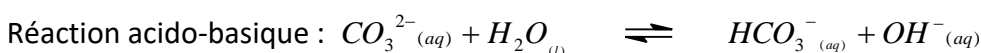
Ecriture des réactions de dissolutions des solides ioniques et des réactions acido-basiques des ions obtenus par dissolution avec l'eau :

- Pour le produit « pH-moins » :



Il y a production d' $H_3O^+$  au cours de la réaction ; la dissolution de ce produit entraîne une diminution du pH.

- Pour le produit « pH-plus » :



il y a production d' $OH^-$  au cours de la réaction ; la dissolution de ce produit entraîne une augmentation du pH. (voir exercice 8)

### Exercice n°34

a. Produit ionique de l'eau :  $K_e = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$

Dans l'eau pure où on a l'égalité  $[H_3O^+] = [OH^-]$ , soit  $K_e = [H_3O^+]^2 = 1,9 \times 10^{-14}$

d'où  $[H_3O^+] = \sqrt{K_e} = \sqrt{1,9 \times 10^{-14}} = 1,38 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

Soit  $pH = -\text{Log}[H_3O^+] = 6,86$

**Le pH d'une solution neutre dépend de sa température car la valeur de  $K_e$  dépend de la température.**

b. Le sang est une solution basique.

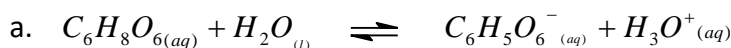
c. On calcule la concentration en ion  $H_3O^+$  pour chaque pH :  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

Si pH = 6,8 A.N.  $[H_3O^+] = 10^{-6,8} = 1,6 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

Si pH = 7,8 A.N.  $[H_3O^+] = 10^{-7,8} = 1,6 \times 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$

**Lorsque le pH augmente d'une unité, la concentration en  $H_3O^+$  est divisée par 10.**

### Exercice n°35



b. Tableau d'avancement :

		$C_6H_8O_6(aq)$	+	$H_2O(l)$	$\rightleftharpoons$	$C_6H_7O_6^-(aq)$	+	$H_3O^+(aq)$
Etat initial	0	m/M = 0,5/180 = $2,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$				0		0
Etat intermédiaire	x	$2,8 \times 10^{-3} - x$				x		x
Etat final	$x_f$	$2,8 \times 10^{-3} - x_f$				$x_f$		$x_f = 10^{-pH} \cdot V$
Etat maximal	$x_{max}$	$2,8 \times 10^{-3} - x_{max}$				$x_{max}$		$x_{max}$

A partir du tableau d'avancement :  $x_f = 10^{-pH} \cdot V$  A.N.  $x_f = 10^{-2,9} \times 0,20 = 2,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$

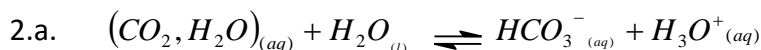
c.  $[C_6H_7O_6^-]_f = \frac{x_f}{V} = [H_3O^+]_f$

$$[C_6H_8O_6]_f = \frac{2,8 \times 10^{-3} - x_f}{V} = \frac{2,8 \times 10^{-3} - 2,5 \times 10^{-4}}{0,2} = 1,3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

### Exercice n°36

1.a. Le pH de l'eau pure est de 7,0 à 25°C (car à 25°C,  $K_e = 10^{-14}$ )

b. Aucune des eaux testées n'est neutre. 2 sont acides (eau du labo et perrier) et 2 sont basiques (robinet et Evian)



Le dioxyde de carbone en solution aqueuse est un acide faible.

Sa réaction avec l'eau produit des ions  $H_3O^+$  qui rend acide les solutions.

b. Le dioxyde de carbone présent dans l'air (respiration, combustions,...) s'est dissous dans l'eau distillée du labo.

Le Perrier est une eau gazeuse obtenue par adjonction de dioxyde de carbone.

### Exercice n°37

a. Base conjuguée de l'acide butanoïque : ion butanoate  $R - COO^-$

b. Si l'acide butanoïque était un acide fort, alors il réagirait totalement avec l'eau et le pH de la solution obtenue serait :

$$pH = -\text{Log}C \text{ (voir exercice 7) soit } pH = -\text{Log}(2,0 \times 10^{-3}) = 2,7$$

Or le pH de la solutions est supérieure (3,7). Il y a donc moins de  $H_3O^+$  dans la solution que ce qu'on pourrait attendre avec un acide fort.

La réaction de l'acide butanoïque avec l'eau n'est pas une réaction totale. L'acide butanoïque est un acide faible.

Autre méthode :

Comparons  $x_f$  et  $x_{max}$  à partir d'un tableau d'avancement :

		$R-COOH_{(aq)}$	+	$H_2O_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$R-COO^-_{(aq)}$	+	$H_3O^+_{(aq)}$
Etat initial	0	C.V				0		0
Etat intermédiaire	x	C.V - x				x		x
Etat final	$x_f$	C.V - $x_f$				$x_f$		$x_f = 10^{-pH} \cdot V$
Etat maximal	$x_{max}$	C.V - $x_{max} = 0$				$x_{max}$		$x_{max}$

A partir du tableau d'avancement, on a  $x_{max} = C.V$  et  $x_f = 10^{-pH} \cdot V$   
 $x_f < x_{max}$  donc la réaction est un équilibre chimique.

### Exercice n°38

1.  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$  A.N.  $[H_3O^+] = 10^{-5,23} = 5,89 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$

2.a. Calculons l'incertitude type (voir fiche incertitudes) :  $u = \frac{\text{écart fabricant}}{\sqrt{3}}$   $u = \frac{0,05}{\sqrt{3}} = 0,03$

On en déduit l'incertitude élargie (correspondant à un intervalle de confiance de 95%) :

$\Delta pH = 2u = 0,06$   $pH = 5,23 \pm 0,06$

b.  $5,17 < pH < 5,29$

donc  $10^{-5,17} > [H_3O^+] > 10^{-5,29}$

soit  $6,76 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1} > [H_3O^+] > 5,13 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$

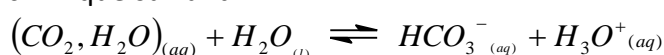
### Exercice n°39

- Lecture rapide du 2<sup>ème</sup> graphique : le pH des eaux de pluie est constant et n'a pas d'incidence sur l'apparition de  $NO_3^-$  et  $SO_4^{2-}$ .  
A partir du graphe 1 : A chaque diminution de pH (pic vers le bas) correspond une production d'ion  $NO_3^-$  et  $SO_4^{2-}$  (pics verts et rouges vers le haut).
- L'échelle du second graphique n'est pas adaptée : les variations de pH ne sont pas visibles puisqu'elles appartiennent à l'intervalle [3,5 ; 4,5]
- Inverser l'échelle de pH permettrait de faire apparaître les pics dans le même sens : une diminution du pH correspondrait également à 1 pic orienté vers le haut.
- 

### Exercice n°43

- Tendances générales quelque soit l'océan : le pH de surface est plus important que le pH en profondeur.
- Le phytoplancton présent à faible profondeur réalise la photosynthèse : il convertit donc le dioxyde de carbone en dioxygène.

On sait par ailleurs que le dioxyde de carbone en solution est un acide responsable de l'équilibre chimique suivant :



La disparition de  $CO_2$  réalisée par le phytoplancton perturbe l'équilibre chimique : la réaction évolue dans le sens de la compensation de la disparition de  $CO_2$ , soit vers la gauche de la réaction écrite. Il y

a donc consommation de  $H_3O^+$  au cours de l'évolution.

La diminution de la concentration en  $H_3O^+$  entraîne une augmentation du pH (en vertu de la définition  $pH = -\text{Log}[H_3O^+]$ )

### Exercice n°48

On considère que le lac est un cylindre. Une augmentation de  $h = 10\text{m}$  de haut du cylindre correspond à une augmentation de volume  $v = S \cdot h$  soit  $S = 4,1 \times 10^6 \text{m}^3$

Le volume total serait alors :  $V_f = v + V_i$  soit  $V_f = 32 \times 10^6 + 4,1 \times 10^6 = 36,1 \times 10^6 \text{m}^3$

On considère que la quantité d'ion  $H_3O^+$  ne varie pas au cours de l'augmentation de volume, alors :

$$[H_3O^+]_f = \frac{n(H_3O^+)_f}{V_f} = \frac{n(H_3O^+)_i}{V_i}$$

avec  $n(H_3O^+)_i = [H_3O^+]_i \cdot V_i = 10^{-pH} \cdot V_i$

$$\text{Et donc } [H_3O^+]_f = \frac{10^{-pH} \cdot V_i}{V_f}$$

$$\text{A.N. } [H_3O^+]_f = \frac{10^{-0,2} \times 32}{36,1} = 5,59 \times 10^{-1} \text{mol.L}^{-1}$$

et donc  $pH_f = 0,25$

## Exercice

→ Certaines communes du Québec ont utilisé une technique appelée chaulage pour lutter contre l'acidification de leurs lacs. Cet exercice se propose de comprendre la cause de cette acidification et le principe de son traitement.

1. a. À l'aide du document ci-contre, déterminer la concentration minimale en ions oxonium  $H_3O^+$  dans l'eau d'un lac pour qu'il soit qualifié d'acide.

b. Les oxydes d'azote sont responsables de la formation de l'acide nitrique  $HNO_3$  dans l'eau de pluie. L'acide nitrique est un acide fort.

Écrire l'équation de sa réaction avec l'eau.

c. L'utilisation de combustible fossile produit du dioxyde de soufre  $SO_2$ , oxydé en trioxyde de soufre  $SO_3$  dans l'atmosphère puis transformé en acide sulfurique  $H_2SO_4$  au contact de l'eau. Écrire les équations des réactions de formation de l'acide sulfurique.

d. L'acide sulfurique est un diacide fort, c'est-à-dire qu'il peut céder deux ions  $H^+$  par molécule  $H_2SO_4$ .

Écrire l'équation de sa réaction avec l'eau.

e. Pourquoi les ions sulfate et nitrate sont-ils utilisés comme « indicateurs des apports en acide sulfurique et nitrique » ?

2. On considère un lac acide de volume  $V = 5,0 \times 10^8 \text{ m}^3$  dont le pH vaut initialement 5,5.

a. Quelle est la quantité  $n_0$  d'ions  $H_3O^+$  dans ce lac ?

b. Le chaulage d'un lac consiste à augmenter son pH en y ajoutant une base  $A^-$ . Expliquer cette méthode en s'appuyant sur l'écriture d'une réaction acido-basique considérée comme quasi-totale.

c. On souhaite obtenir un pH final de 6,0.

Quelle quantité de base faut-il ajouter au lac ?

d. Quel est le coût de l'opération si la base utilisée est du carbonate de calcium de masse molaire  $M = 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  et dont le prix est de 50 € la tonne ?

Le territoire du Québec possède de nombreux lacs appelés « lacs acides » dont le pH est inférieur à 5,5. L'acidité d'un tel lac peut être d'origine naturelle ou humaine. Le terme « lac acidifié » est utilisé dans ce dernier cas. Cette acidification est généra-

5 lement survenue au cours des 40 à 100 dernières années. [...]

Les oxydes de soufre et d'azote émis dans l'atmosphère sont les causes les plus importantes de l'acidité des précipitations, entraînant l'acidification des lacs. Ces polluants se combinent à l'humidité de l'air pour se transformer en acides sulfurique et

10 nitrique, lesquels retombent ensuite au sol sous forme de pluies, neiges, dépôts secs et dépôts gazeux, et ce, après avoir parcouru des milliers de kilomètres. Les mesures des sulfates ( $SO_4^{2-}$ ) et des nitrates ( $NO_3^-$ ) sont utilisées comme indicateurs des apports en acides sulfurique ( $H_2SO_4$ ) et nitrique ( $HNO_3$ ).

D'après *La Problématique des lacs acides au Québec*,  
J. Dupont © Ministère du Développement durable,  
de l'Environnement et des Parcs.

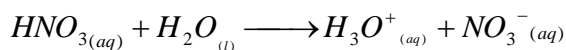


Chaulage d'un lac.

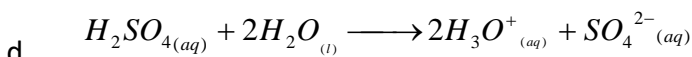
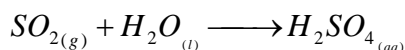
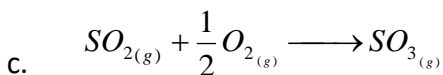
1.a. Les lacs acides ont un pH inférieur à 5,5

En conséquence :  $[H_3O^+] > 10^{-5,5}$  soit  $[H_3O^+] > 3,2 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

b. Equation de la réaction de l'acide nitrique avec l'eau :



Il s'agit d'une réaction totale.

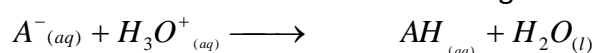


e. Ces ions apparaissent dans les eaux de pluie lors de la réaction des acides nitriques et sulfuriques avec l'eau. Leurs concentrations donnent une information sur les concentrations respectives des acides dont ils sont issus.

2.a.  $[H_3O^+]_0 = 10^{-pH}$  A.N.  $[H_3O^+]_0 = 10^{-5,5} = 3,2 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Or  $n_0 = [H_3O^+]_0 \cdot V$  A.N.  $n_0 = 3,2 \times 10^{-6} \times 5,0 \times 10^{11} = 1,6 \times 10^6 \text{ mol}$

b. Le chaulage consiste à ajouter une base qui réagit avec les ions  $H_3O^+$  de façon à diminuer leur concentration dans le lac et donc à augmenter le pH de l'eau du lac.



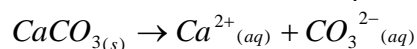
- c. Calculons la quantité finale  $n_f$  d'ions  $H_3O^+$  voulue dans le lac :  
 $n_f = [H_3O^+]_f \cdot V = 10^{-pH} \cdot V$  A.N.  $n_0 = 10^{-6} \times 5,0 \times 10^{11} = 5,0 \times 10^5$  mol  
 Dressons le tableau d'avancement : on appelle  $x$  la quantité de  $A^-$  à ajouter.

		$A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \longrightarrow$		$AH_{(aq)} + H_2O_{(l)}$	
Etat initial	0	n	$1,6 \times 10^6$	0	0
Etat intermédiaire	x	$n - x$	$1,6 \times 10^6 - x$	x	x
Etat final = Etat maximal	$x_{max}$	$n - x_{max} = 0$	$1,6 \times 10^6 - x_{max} = 5,0 \times 10^5$	$x_{max}$	$x_{max}$

A partir de la 2eme colonne du tableau d'avancement, on a :  $1,6 \times 10^6 - x_{max} = 5,0 \times 10^5$   
 soit  $x_{max} = 1,1 \times 10^6$  mol.

A partir de la 1ere colonne du tableau,  $n = x_{max}$  soit  $n = 1,1 \times 10^6$  mol

- d. Le carbonate de calcium a pour formule  $CaCO_3$ . En solution, il se dissout selon l'équation :



L'ion carbonate  $CO_3^{2-}$  joue le rôle de base. C'est en fait une dibase qui fixe 2 ions  $H_3O^+$  selon l'équation :  $CO_3^{2-}_{(aq)} + 2H_3O^+_{(l)} \rightarrow CO_{2(g)} + 3H_2O_{(aq)}$

Il faut donc moitié moins de carbonate de calcium que d'ions  $OH^-$ , soit  $n/2$  mol.

On peut calculer la masse de carbonate de calcium :  $m = n/2 \cdot M$

A.N.  $m = 5,05 \times 10^5 \times 100 = 5,05 \times 10^7$  g ce qui correspond à 50,5 tonnes.

Le prix du chaulage de ce lac est :  $50,5 \times 50 = 2500$  € environ