

17 Compléter un tableau

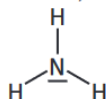
Les acides sont rangés par force relative croissante, donc par valeur de pK_a décroissante.

Acide du couple	Base du couple	K_a	pK_a
C_2H_5OH	$C_2H_5O^-$	10^{-18}	$-\log(10^{-18}) = 18$
$CH_3NH_3^+$	CH_3NH_2	$2,5 \times 10^{-11}$	$-\log(2,5 \times 10^{-11}) = 10,6$
C_2H_5COOH	$C_2H_5COO^-$	$1,3 \times 10^{-5}$	$-\log(1,3 \times 10^{-5}) = 4,9$
$HCOOH$	$HCOO^-$	$10^{-3,8} = 1,6 \times 10^{-4}$	3,8
H_3O^+	H_2O	$10^0 = 1$	0
HI	I^-	10^{10}	$-\log(10^{10}) = -10$

Les élèves doivent pouvoir généraliser la notion de force relative initialement définie pour des acides faibles.

18 Utiliser le critère d'évolution spontanée

- a. L'équation de la réaction modélisant la dissolution totale du chlorure d'ammonium dans l'eau s'écrit : $NH_4Cl(s) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$.
 b. La base associée à l'ion ammonium est obtenue en retirant un ion hydrogène à l'ion ammonium. Ainsi, B est l'ammoniac NH_3 , dont le schéma de Lewis s'écrit :



Un doublet non liant sur l'atome d'azote est en effet nécessaire pour respecter la règle de l'octet.

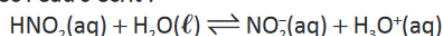
- c. L'équation de la réaction modélisant la transformation de l'ion ammonium avec l'eau s'écrit : $NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$.
 À l'état initial, le quotient de réaction vaut donc :

$$Q_{r,i} = \frac{[NH_3]_i \times [H_3O^+]_i}{[NH_4^+]_i} = 0$$

Puisque $Q_{r,i} = 0 < Q_{r,eqb} = K_a = 6,3 \times 10^{-10}$, le système évolue dans le sens de formation de B.

19 Calculer une constante d'acidité

- a. L'équation de la réaction modélisant la transformation de l'acide nitreux avec l'eau s'écrit :



- b. On déduit de l'équation précédente que la concentration en quantité de base formée à partir de l'acide nitreux est égale à celle de l'ion oxonium : $[NH_2]_f = [H_3O^+]_f = 3,1 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- c. La constante d'acidité du couple HNO_2 / NO_2^- est égale au quotient de réaction à l'état d'équilibre, donc :

$$K_a(HNO_2 / NO_2^-) = Q_{r,eqb} = \frac{[NO_2^-]_f \times [H_3O^+]_f}{[HNO_2]_f}$$

$$A. N. : K_a(HNO_2 / NO_2^-) = \frac{3,1 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} \times \frac{3,1 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$= 5,1 \times 10^{-4}$$

20 Valider un taux d'avancement

Le tableau d'avancement s'écrit, pour un système de volume $V_0 = 1 \text{ L}$:

Équation	$AH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$			
État	Quantités de matière			
initial	$n_0 = cV_0$	—	0	0
final = équilibre	$n_0 - x_f$	—	x_f	x_f

Ce tableau est réécrit en faisant intervenir le taux d'avancement

$$\text{final } \tau = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{x_f}{n_0}$$

Équation	$AH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$			
État	Quantités de matière			
initial	$n_0 = cV_0$	—	0	0
final = équilibre	$n_0 - n_0\tau$	—	$n_0\tau$	$n_0\tau$

La constante d'acidité du couple AH / A^- doit être égale au quotient de réaction à l'état d'équilibre.

$$\text{Or : } Q_{r,eqb} = \frac{[A^-]_f [H_3O^+]_f}{[AH]_f} = \frac{\frac{n_0\tau}{c^0V_0} \times \frac{n_0\tau}{c^0V_0}}{\frac{n_0(1-\tau)}{c^0V_0}} = \frac{n_0\tau^2}{c^0V_0(1-\tau)} = \frac{c\tau^2}{c^0(1-\tau)}$$

$$A. N. : Q_{r,eqb} = \frac{0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,095^2}{1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times (1 - 0,095)} = 1,0 \times 10^{-3}$$

Cette valeur est compatible avec celle de la constante d'acidité $K_a(AH / A^-) = 10^{-pK_a} = 10^{-3,0}$.