

ACIDES ET BASES

Intro

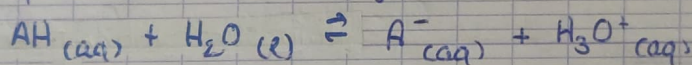
- * Détertrants et acidifica° des océans
- Pe commun = réactifs A/B
- * Evolu° spontanée d'un syst, cste d'éq, transformati° totale et non totale → applicati° aux réactifs A/B
 - ↳ comprendre pq on préfère l'acide chlorhydrique à l'acide éth. pour détartrer
 - ↳ comprendre en quoi l'acidificati° des océans menace les espèces sous marines

I) Constante d'acidité d'un couple acide-base

1) Définition

- * Rappel constante d'éq.

* La constante d'acidité K_A est la constante d'éq. de la réaction qui modélise la transformati° entre 1 acide AH et l'eau H_2O



$$\Rightarrow K_A = \frac{[A^-]_{eq} [H_3O^+]_{eq}}{[AH]_{eq} c^0}$$

[Peut prendre des valeurs: 10^{-2} ; 10^{-4} ; 10^{-12} → log]

Le pK_A d'un couple A/B est défini par :

$$pK_A = -\log(K_A)$$

- * Expl: acide éthanóique (vinaigre) $CH_3COOH_{(aq)} / CH_3COO^-_{(aq)}$
 $CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

$$K_A = \frac{[CH_3COO^-]_{eq} [H_3O^+]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq} c^0} \quad ; \quad K_A = 1,5 \cdot 10^{-5}$$

$$pK_A = -\log(K_A) = 4,8$$

* Le cas particulier de l'eau

Expe

Mesure du pH de l'eau (7,0 à 25°C) $\Rightarrow$ content des ions oxonium H_3O^+
 $[H_3O^+] = c_{10}^{-pH} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$. Proviens autoprotolyse de l'eau (ds les solus aq)
 $2H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + HO^-(aq) \rightarrow K_e; pK_e$

* Quelques valeurs de pK_a

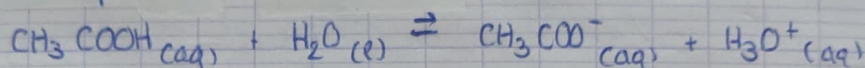
[Transition: comment a-t-on trouvé ces valeurs?]

2) Estimation expérimentale de K_A

* Mesure de pH $\rightarrow K_A$

* 1 solud d'acide éthanoïq de concentration $C_i = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Solud aqueux $\rightarrow$ réac avec l'eau



Ébt initial

$$n_0 = C_i V \quad \text{excès} \quad 0 \quad 0$$

État d'équilibre

$$C_i V - x_{eq} \quad \text{excès} \quad x_{eq} \quad x_{eq}$$

$$K_A = \frac{[CH_3COO^-]_{eq} [H_3O^+]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq} c^0}$$

$$\text{Or } pH = -\log [H_3O^+]_{eq} \Rightarrow [CH_3COO^-]_{eq} = [H_3O^+]_{eq} = \frac{x_{eq}}{V}$$

$$[CH_3COOH]_{eq} = \frac{C_i V - x_{eq}}{V}$$

$$= C_i - [H_3O^+]_{eq}$$

$$\Rightarrow K_A = \frac{[H_3O^+]_{eq}^2}{C_i - [H_3O^+]_{eq}} = \frac{10^{-2pH}}{C_i - 10^{-pH}}$$

Expe

$$pH = 3,51$$

* Mesure de pH en live $\rightarrow pK_A = 5,0 \pm 0,2$

Grande incertitude sur la mesure de pH $\rightarrow$ mesure peu précise

Ecart relatif avec pK_A^{tab} : 4,2% $\rightarrow$ mesur juste

* Calcul du taux d'avancement: $\tau_{eq} = \frac{x_{eq}}{x_{max}} = \frac{[H_3O^+]_{eq} V}{C_i V} = \frac{10^{-pH}}{C_i}$

$$\tau_{eq} = 3,1 \cdot 10^{-2} < 1 \Rightarrow \text{réaction non totale}$$

[Transition: tous les acides réagissent-ils de manière non totale avec l'eau?]

II] Force des acides et des bases

1) Mise en évidence expérimentale

Expé

Acide	pH	τ_f
Acide éthanoïque	3,51	0,031
Acide chlorhydrique	2,03	0,93
Acide citrique	2,59	0,26

Ccl: les acides ne réagissent pas tous de la même manière avec l'eau

1 acide est d'autant plus fort qu'il forme 1 gde qte d' H_3O^+ qd il réagit avec l'eau

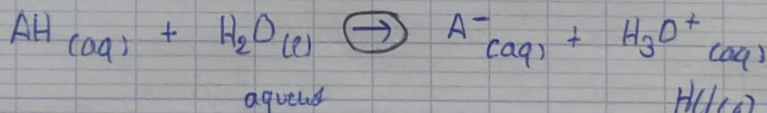
Or H_3O^+ réagit avec le tartre

Ccl: l'acide chlorhydrique est 1 acide plus fort q ...
 $\Rightarrow$ plus efficace pour le détartrage

Transition: classification des acides en f^{te} de leur force

2) Acides forts et faibles

* Un acide fort est 1 acide qui réagit totalement avec l'eau.
 L'équation chimique de la réaction modélisant sa transformation s'écrit:



* Expl: solution d'acide chlorhydrique $HCl(aq)$
 $HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$

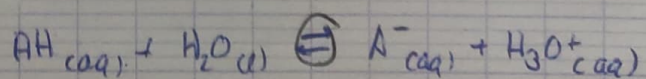
Le taux d'avancement vaut $\tau_f = 1$

Les acides forts sont totalement dissociés ds l'eau pour donner des ions oxonium H_3O^+ . Nivellem^{nt} de ts les acides forts ds l'eau.

[Point méthode]

* Un acide faible est 1 acide qui réagit partiellem^{nt} avec l'eau.

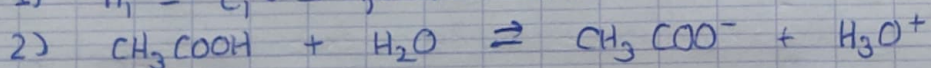
L'équation de transformation correspond à 1 équilibre chimique:



* $\tau_f < 1$.

* [Point méthode]

$$1) n_i = C_i V = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



3)

$$\text{EI} \quad n_i \quad \quad \quad / \quad \quad \quad 0 \quad \quad \quad 0$$

$$\text{EF} \quad n_i - x_{\text{eq}} \quad \quad \quad / \quad \quad \quad x_{\text{eq}} \quad \quad \quad x_{\text{eq}}$$

$$4) K_A = \frac{\frac{x_{\text{eq}}}{V} \times \frac{x_{\text{eq}}}{V}}{\frac{n_i - x_{\text{eq}}}{V} \times c^0} = \frac{x_{\text{eq}}^2}{(n_i - x_{\text{eq}}) \times V}$$

$$5) \quad x_{\text{eq}}^2 = K_A V n_i - K_A V x_{\text{eq}}$$

$$x_{\text{eq}}^2 + K_A V x_{\text{eq}} - K_A V n_i = 0$$

Soluble:

$$x_{\text{eq}}^1 = -4,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$x_{\text{eq}}^2 = 3,9 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$6) [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}} = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}} = 3,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$$

3) Bases faibles et fortes
[Slides]

[Transition: outil pratique pour comparer les forces]

4) Échelle de pK_A

Pr 1 in C_i : acide fort qui'il cède facile⁺ H^+

$$\alpha_f = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{C_i}$$

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}^2}{C_i - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}$$

Acide $\oplus$ fort que K_A élevée $\Rightarrow pK_A$ faible

Force base

III] Diagramme de prédominance et de distribution d'un couple acide-base

1) Relation entre pH et pK_A

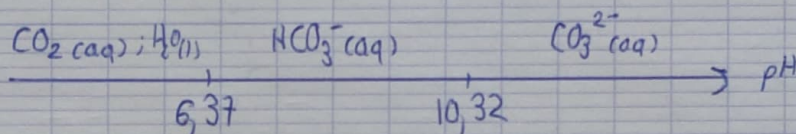
$$K_A \rightarrow \log$$

2) Diagramme de prédominance

* Pour 1 couple A/B : l'acide AH prédomine si $[AH]_{eq} > [A^-]_{eq}$
 Or $\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} > 1 \Rightarrow \log(\) < 0 \Rightarrow pH - pK_A < 0$
 $\Rightarrow pH < pK_A$

Construisons diagr CH₃COOH

* Acidification océans :



pH à Hawaï : et de problème

* Indicateurs colorés :

Ind. col. A/B = couple A/B et les formes A et B, notées InH et In⁻ présentent des teintes ≠ en solud aq.

Exercice

3) Diag. de distrib

Évaluons frac⁰ AH(aq) et A⁻(aq) en fⁿ pH

Conservatⁿ mat :

$$n_i = n_{AH}^{eq} + n_{A^-}^{eq}$$

$$C_i =$$

Henderson $\rightarrow [A^-]_{eq} = [AH]_{eq} 10^{pH - pK_A}$

$$[AH]_{eq} = \frac{C_i}{1 + 10^{pH - pK_A}}$$

$$[A^-]_{eq} = C_i - [AH]_{eq}$$