

T S Chimie	Force d'un acide ou d'une base	Cours
---------------	--------------------------------	-------

1 Comportement de solutions acides et basiques de concentrations identiques

a. Comparaison du comportement en solution de différents acides

On fabrique un volume V de trois solutions de concentration en soluté apporté $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, avec trois acides différents. Pour chacune des solutions, on mesure le pH. Voici les résultats :

Solution	S ₁	S ₂	S ₃
Acide	chloroéthanoïque	éthanoïque	chlorhydrique
Nom	CH ₂ ClCOOH	CH ₃ COOH	H ₃ O ⁺ + Cl ⁻
pH	2,4	3,4	2,0

Si on note les acides A et leurs bases conjuguées B, la réaction entre ces acides et l'eau peut s'écrire d'une manière générale $A + H_2O \rightleftharpoons B + H_3O^+$.

Si la réaction peut être considérée comme totale, alors elle forme à l'état final autant d'ions H₃O⁺ qu'il y a d'espèce A au départ, donc dans ce cas $[H_3O^+]_f = c$. On doit avoir un pH final $pH = -\log c = 2,0$.

C'est le cas pour l'acide chlorhydrique, pas pour les deux autres. La réaction n'est donc totale que dans le cas de l'acide chlorhydrique. Entre les deux autres acides, il y a également une différence : le pH est plus bas pour l'acide chloroéthanoïque que pour l'acide éthanoïque, donc plus d'ions H₃O⁺ ont été produits, donc la réaction entre l'acide et l'eau est plus avancée. On utilise ceci pour définir la **force** d'un acide.

Pour deux solutions acides de même concentration molaire, l'acide le plus fort est celui qui a la réaction avec l'eau la plus avancée.

Un **acide fort** est tel que sa réaction de mise en solution aqueuse est totale. Sinon, l'acide est **faible**.

Ici l'acide chlorhydrique est un acide fort. Les autres sont faibles, le plus faible étant l'acide éthanoïque.

b. Comparaison du comportement en solution de différentes bases

De même, on constate que les différentes bases ne se comportent pas de la même manière en solution aqueuse. On utilise ceci pour définir la **force** d'une base

Pour deux solutions basiques de même concentration molaire, la base la plus forte est celle qui a la réaction avec l'eau la plus avancée.

Une **base forte** est telle que sa réaction de mise en solution aqueuse est totale. Sinon, elle est **faible**.

2 Classification des couples acido-basiques

a. Force d'un acide ou d'une base et constante d'acidité

Reprenons l'exemple des solutions acides ci-dessus. On peut calculer la constante d'acidité de chacun des couples d'acides faibles :

$$K_A = \frac{[H_3O^+][B]}{[A]} = \frac{(10^{-pH})^2}{c - 10^{-pH}}$$

Acide	chloroéthanoïque	éthanoïque	chlorhydrique
K _A	$2,6 \times 10^{-3}$	$1,7 \times 10^{-5}$	1
pK _A	2,6	4,8	0

Un acide est d'autant plus fort que la constante d'acidité de son couple est grande ou que le pK_A de son couple est petit.

De même, une base est d'autant plus forte que la constante d'acidité de son couple est petite ou que le pK_A de son couple est grand.

b. Couples

Du coup, pour deux couples A_1/B_1 et A_2/B_2 , si A_1 est plus fort que A_2 , alors B_1 est plus faible que B_2 car $pK_{A1} < pK_{A2}$. Le tableau suivant présente quelques couples classés selon leur pK_A .

Nom des couples acide/base	Formule	pK_A	K_A
éthanol/ion éthanolate	$CH_3CH_2OH/CH_3CH_2O^-$	16,0	10^{-16}
eau/ion hydroxyde	H_2O/HO^-	14,0	10^{-14}
ion méthylammonium/méthylamine	$CH_3NH_3^+/CH_3NH_2$	10,7	$2,0 \times 10^{-11}$
ion hydrogénocarbonate/ion carbonate	HCO_3^-/CO_3^{2-}	10,3	$4,8 \times 10^{-11}$
ion ammonium/ammoniac	NH_4^+/NH_3	9,25	$6,3 \times 10^{-10}$
acide hypochloreux/ion hypochlorite	$HClO/ClO^-$	7,30	$5,0 \times 10^{-8}$
dioxyde de carbone/ion hydrogénocarbonate	$CO_2, H_2O/HCO_3^-$	6,35	$4,5 \times 10^{-7}$
acide éthanoïque/ion éthanoate	CH_3COOH/CH_3COO^-	4,76	$1,8 \times 10^{-5}$
acide benzoïque/ion benzoate	$C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-$	4,20	$6,3 \times 10^{-5}$
acide méthanoïque/ion méthanoate	$HCOOH/HCOO^-$	3,75	$1,8 \times 10^{-4}$
fluorure d'hydrogène/ion fluorure	HF/F^-	3,17	$6,8 \times 10^{-4}$
acide chloroéthanoïque/ion chloroéthanoate	$CH_2ClCOOH/CH_2ClCOO^-$	2,86	$1,4 \times 10^{-3}$
ion oxonium/eau	H_3O^+/H_2O	0	1
acide nitrique/ion nitrate	HNO_3/NO_3^-	-3,0	$1,0 \times 10^3$
chlorure d'hydrogène/ion chlorure	HCl/Cl^-	-7,0	$1,0 \times 10^7$

BASE DE PLUS EN PLUS FORTE

ACIDE DE PLUS EN PLUS FORT

3 Acides et bases forts

On a vu que pour un acide fort ou une base forte, la réaction de mise en solution est totale. En fait, un acide fort ou une base forte n'existent pas en solution aqueuse : ils sont **entièrement dissociés**.

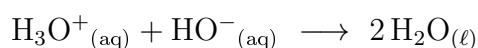
H_3O^+ est l'acide le plus fort existant en solution aqueuse et tous les acides forts sont plus forts que lui. De même, HO^- est la base la plus forte existant en solution aqueuse et toutes les bases fortes sont plus fortes qu'elle.

Dans le tableau ci-dessus, on voit que certaines espèces n'existant pas en solution aqueuse peuvent être plus fortes que l'ion oxonium ou l'ion hydroxyde. Dans ces cas-là, les méthodes de calcul des K_A et pK_A que l'on connaît sont remises en cause.

Solutions aqueuses d'acides forts et bases fortes à connaître			
acide chlorhydrique	acide sulfurique	acide nitrique	soude (hydroxyde de sodium)
$H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$	$2 H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$	$H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$	$Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$

4 Réaction acide fort-base forte

La mise en présence de solutions aqueuses d'acide fort et de base forte donne lieu à la réaction



Ces réactions sont **fortement exothermiques**, et ce d'autant plus que les concentrations des solutions sont élevées. Elles doivent donc être menées avec précautions.