Réactions acido-basiques

Synthèse des activités et compléments

Cours : Solutions d'acides et de bases *(de 10^{-1} à 10^{-6} mol/L)*

Cas d'un acide fort dans l'eau : On a $\boxed{pH = -Log(c_a)}$ où c_a est la concentration molaire apportée en acide.

Cas d'une base forte dans l'eau : On a $\boxed{pH = pK_e + Log(c_b)}$ où c_b est la concentration molaire apportée en base.

État	Avancement	AH	+	H_2O (l)	→	A^- (aq)	+	H_3O^+ (aq)
initial	0	$c_0 \cdot V$		excès		0		0
en cours	x	$c_0 \cdot V - x$		excès		x		x
final	x_f	0		excès		$c_0 \cdot V$		$c_0 \cdot V$

État	Avancement	A^- (aq)	+	H_2O (l)	→	AH (aq)	+	HO^- (aq)
initial	0	$c_0 \cdot V$		excès		0		0
en cours	x	$c_0 \cdot V - x$		excès		x		x
final	x_f	0		excès		$c_0 \cdot V$		$c_0 \cdot V$

Pour savoir si une réaction est totale ($x_f = x_{max}$) ou équilibrée ($x_f < x_{max}$), on compare l'avancement final réellement obtenu x_f avec l'avancement maximal x_{max} obtenu en consommant tout le réactif limitant.

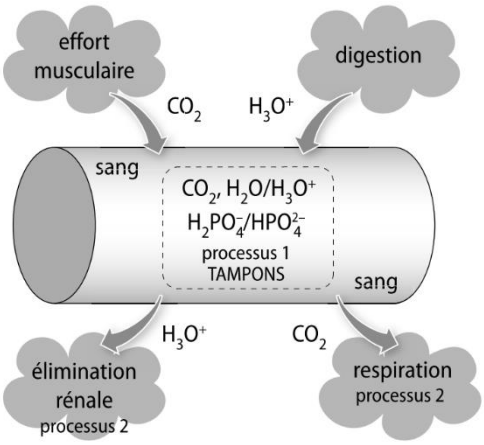
Cas d'un mélange acide fort / base forte :

L'acide réagit avec l'eau pour former H_3O^+. La base réagit avec l'eau pour former HO^-.
On observe alors la réaction quasi-totale suivante : $H_3O^+ + HO^- = 2\,H_2O$.
Il faut faire attention, la réaction d'un acide sur une base est exothermique (env. 50 kJ/mol).
En TP, en plus des EPI (blouse, lunettes, gants), on fera attention à toujours verser l'acide/la base dans l'eau.

Cas d'un mélange d'acide faible et de sa base conjuguée dans les mêmes proportions :

D'après $\boxed{pH = pK_a + Log([A^-]/[AH])}$ le pH est alors stable et proche du pKa. C'est une solution tampon.
Une **solution tampon** est une solution dont le pH varie peu (très important en biologie) :
- par ajout modéré d'acide ou de base,
- par dilution modérée.

Pour comprendre, il faut avoir à l'esprit qu'il n'y a jamais de réaction entre un acide faible et sa base conjuguée.



Cours : Remarque sur les concentrations

Quand on parle d'une solution à $C\ mol/L$ en concentration apportée, on parle du solide que l'on dissout dans l'eau pour obtenir la solution. En conséquence, la concentration des ions peut être différente !
Exemple : Pour une solution de H_2SO_4 à $C\ mol/L$, à faible pH on peut considérer que la réaction suivante est totale.
On a alors $H_2SO_{4\,(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_3O^+_{(aq)} + SO_{4\,(aq)}^{2-}$.

C * $2C$ C

Cours : Remarque sur les différentes acidités d'un polyacide

À chaque départ de proton, donc à chaque acidité correspond un pKa.
Ainsi, un polyacide peut avoir une ou des acidités fortes et des acidités suivantes faibles.
C'est par exemple le cas de l'acide sulfurique (H_2SO_4 ; $pKa_1 = -3$; $pKa_2 = 1{,}9$) dont la première acidité est forte.
On a H_2SO_4/HSO_4^- de $pKa = -3$ puis HSO_4^-/SO_4^{2-} de $pKa = 1{,}9$.