

I] Approximations :

On Néglige une grandeur x devant une grandeur y si $\frac{x}{y} \leq 0,05$ c.à.d $\begin{cases} y + x \approx y \\ y - x \approx y \end{cases}$

1) Solution aqueuse acide :

Les équations chimiques à considérer sont :

L'ionisation propre de l'eau qui est une réaction limitée :

.....

La réaction entre l'eau et l'acide AH :

.....

Les ions hydronium étant issus de la réaction de dissociation de l'eau (1) et de la réaction entre l'eau et l'acide (2), on a donc :

.....

Comme la réaction d'ionisation propre de l'eau libère autant d'ions hydronium que d'ions hydroxyde :

alors :

En utilisant l'avancement volumique de la réaction, le tableau descriptif d'évolution du système est :

Equation chimique		AH + H ₂ O ⇌ A ⁻ + H ₃ O ⁺			
Etat du système	Avancement volumique	Concentration (mol.L ⁻¹)			
initial	0	C	excès	0	
final	Y _f		excès		

Recherchant les valeurs des pH permettant de négliger les ions provenant de l'eau devant les ions provenant de l'acide dans le cas ou : $\frac{[OH^-]}{[H_3O^+]} \leq 0,05$

2) Solution aqueuse de base :

Les équations chimiques à considérer sont :

L'ionisation propre de l'eau qui est une réaction limitée :

.....

La réaction entre l'eau et la base B :

.....

Les ions hydroxyde étant issus de la réaction de dissociation de l'eau (1) et de la réaction entre l'eau et la base (2), on a donc :

.....

Comme la réaction d'ionisation propre de l'eau libère autant d'ions hydronium que d'ions hydroxyde :

alors :

En utilisant l'avancement volumique de la réaction, le tableau descriptif d'évolution du système est :

Equation chimique		B + H ₂ O ⇌ BH ⁺ + OH ⁻			
Etat du système	Avancement volumique	Concentration (mol.L ⁻¹)			
initial	0	C	excès	0	
final	Y _f		excès		

Recherchant les valeurs des pH permettant de négliger les ions provenant de l'eau devant les ions provenant de la base dans le cas ou : $\frac{[H_3O^+]}{[OH^-]} \leq 0,05$

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

En conséquence, pour des solutions d'acides de concentration C et de **pH inférieur à 6 environ** on peut Négliger les ions $[OH^-]$ devant les ions $[H_3O^+]$ càd $[H_3O^+] = [H_3O^+]_2$

Le tableau d'avancement devient :

Equation chimique		AH + H ₂ ⇌ A ⁻ + H ₃ O ⁺			
Etat du système	Avancement volumique	Concentration (mol.L ⁻¹)			
initial	0	C	excès	0	
final	y _f		excès		

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

En conséquence, pour des solutions de base de concentration C et de **pH supérieur à 8 environ** on peut Négliger les ions $[H_3O^+]$ devant les ions $[OH^-]$ càd $[OH^-] = [OH^-]_2$

Le tableau d'avancement devient :

Equation chimique		B + H ₂ O ⇌ BH ⁺ + OH ⁻			
Etat du système	Avancement volumique	Concentration (mol.L ⁻¹)			
initial	0	C	excès	0	
final	y _f		excès		

II] Les principes de Conservation :

Pour une solution d'acide : $[H_3O^+] = [H_3O^+]_1 + [H_3O^+]_2 \Rightarrow$

Pour une solution de base : $[OH^-] = [OH^-]_1 + [OH^-]_2 \Rightarrow$

Principe d'électroneutralité (P.E.N) : la somme des concentrations des espèces chargées positivement est égale à la somme des concentrations des espèces chargées négativement

Pour une solution acide : $[AH] =$ =..... \Rightarrow

Pour une solution de base : $[B] =$ =..... \Rightarrow

Principe de conservation de la matière (P.C.M.) \Rightarrow [acide]+[base] = C