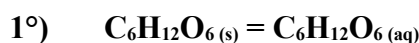
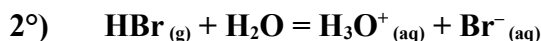


Correction activité S1.4 : Dissolution dans l'eau

activité 4.1 Dissolution, dissociation et réaction chimique dans l'eau

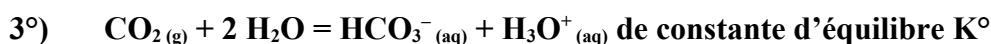


La réaction est totale donc la quantité de matière finale de $C_6H_{12}O_6(aq)$ vaut 0,10 mol pour 1,0 L de solution soit une concentration molaire $[C_6H_{12}O_6] = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ et une concentration massique de 18 g.L^{-1} pour une masse molaire du glucose égale à $6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 = 180,0 \text{ g.mol}^{-1}$



La réaction est totale donc la quantité de matière finale pour chacun des deux ions $H_3O^+(aq)$ et $Br^-(aq)$ vaut 0,10 mol pour 1,0 L de solution soit une concentration molaire $[H_3O^+] = [Br^-] = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. Pour le pH il faut calculer l'activité $a(H_3O^+(aq)) = [H_3O^+] / C^\circ = 0,10$ avec $C^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Enfin $pH = -\log a(H_3O^+(aq)) = 1,0 < 7 \Leftrightarrow$ donc la solution est bien acide.

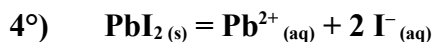


On nous donne le pH final : donc l'activité de l'ion $H_3O^+(aq)$ est $a(H_3O^+) = 10^{-pH} = 4.10^{-6}$

Donc $[H_3O^+] = C^\circ \times a(H_3O^+) = 4.10^{-6} \text{ mol.L}^{-1} = [HCO_3^-]$ car ils sont formés en même quantité.

La réaction est équilibrée, il faut donc trouver la relation entre la constante d'équilibre K° et les

$$\text{activités : } K^\circ = \frac{a(HCO_3^-(aq))_{eq} a(H_3O^+(aq))_{eq}}{a(CO_2(g))_{eq} a(H_2O)_{eq}^2} = \frac{\frac{[HCO_3^-]_{eq} [H_3O^+]_{eq}}{(C^\circ)^2}}{\frac{P(CO_2)_{eq}}{P^\circ}} = \frac{(4.10^{-6})^2}{(4.0.10^{-4})} = 4.10^{-8}$$



La solubilité est la quantité de matière de PbI_2 dissoute pour un volume de solution donnée, soit pour un volume $V = 1,0 \text{ L} \Rightarrow n = 1,3.10^{-3} \text{ mol}$ donc pour les concentrations des ions en solution, on doit retrouver proportionnellement aux coefficients stœchiométriques que :

$$[Pb^{2+}] = s = 1,3.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } [I^-] = 2 \times s = 2,6.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

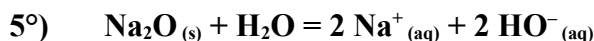
Par contre la solubilité massique est proportionnelle à la masse molaire de PbI_2 :

$$M(PbI_2) = 2 \times 126,9 + 207,2 = 461,0 \text{ g.mol}^{-1} \Rightarrow s_m = s \times M(PbI_2) = 1,3.10^{-3} \times 461,0 = 0,60 \text{ g.L}^{-1}$$

La réaction est équilibrée, il faut donc trouver la relation entre la constante d'équilibre K° et les

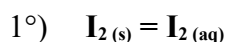
$$\text{activités : } K^\circ = \frac{a(Pb^{2+}(aq))_{eq} a(I^-(aq))_{eq}^2}{a(PbI_2(s))_{eq}} = \frac{[Pb^{2+}]_{eq} [I^-]_{eq}^2}{(C^\circ)^3} = 1,3.10^{-3} \times (2,6.10^{-3})^2 = 8,8.10^{-9}$$

Pour que la solution soit saturée, il faut que le quotient de réaction soit plus grand que K° de manière à ce que la réaction ait lieu dans le sens inverse.

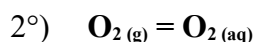


On introduit 0,10 g d'oxyde de sodium solide de masse molaire $M = 2 \times 23,0 + 16,0 = 62,0 \text{ g.mol}^{-1}$, donc $n = 1,6.10^{-3} \text{ mol}$; comme la réaction est totale, les quantités de matière des ions formés $Na^+(aq)$ et $HO^-(aq)$ sont proportionnelles aux coefficients stœchiométriques, soit $3,2.10^{-3} \text{ mol}$ pour chacun des deux ions pour un volume de solution de 0,50 L $\Rightarrow [Na^+] = [HO^-] = 6,4.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

activité 4.2 Application de la constante d'équilibre aux conditions de saturation

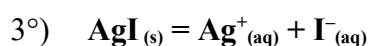


à l'équilibre : $K^\circ = \frac{a(I_2(aq))_{eq}}{a(I_2(s))_{eq}} = \frac{[I_2]_{eq}}{C^\circ} \Rightarrow [I_2]_{eq} = C^\circ \times K^\circ \Rightarrow s(I_2) = [I_2]_{eq} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$



à l'équilibre : $K^\circ = \frac{a(O_2(aq))_{eq}}{a(O_2(g))_{eq}} = \frac{\frac{[O_2]_{eq}}{C^\circ}}{\frac{p(O_2)_{eq}}{p^\circ}} \Rightarrow [O_2]_{eq} = \frac{C^\circ \times K^\circ \times p(O_2)_{eq}}{p^\circ}$

$P(O_2) = x(O_2) \times P_T \Rightarrow s(O_2) = [O_2]_{eq} = 1,1 \cdot 10^{-3} \times 1,0 \times 0,21 = 2,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$



à l'équilibre : $K^\circ = \frac{a(Ag^+(aq))_{eq} a(I^-(aq))_{eq}}{a(AgI(s))_{eq}} = \frac{[Ag^+]_{eq} [I^-]_{eq}}{(C^\circ)^2} = 1,5 \cdot 10^{-16}$

\Rightarrow or $[Ag^+]_{eq} = [I^-]_{eq} = s(AgI) = \sqrt{K^\circ \times C^\circ} = \sqrt{1,5 \cdot 10^{-16}} = 1,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$

activité 4.3 Études des différents facteurs d'un équilibre en solution aqueuse

1°) Variation de K°

a°)

	HA (aq)	+ H ₂ O	= A ⁻ (aq)	+ H ₃ O ⁺ (aq)	K [°]
EI	n ₀	-	0	0	
Eq	n ₀ - ξ _{eq}	-	ξ _{eq}	ξ _{eq}	

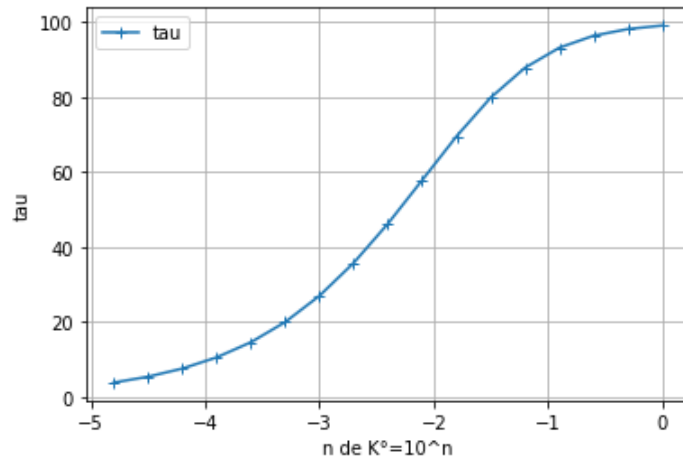
b°) $K^\circ = \frac{[A^-]_{eq} [H_3O^+]_{eq}}{[HA]_{eq} C^\circ}$ et on pose $\xi_v = \frac{\xi_{eq}}{V}$; $C_0 = \frac{n_0}{V} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et $C^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1}$

c°) $K^\circ = \frac{\xi_v^2}{(0,010 - \xi_v) C^\circ}$ et $\tau = \frac{\xi_v}{C_0} \times 100$ (en %)

d°) A.N. : calcul de ξ_v et τ lorsque K[°] diminue :

K [°]	10 ⁻¹	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵
ξ _v	9,2 · 10 ⁻³	6,2 · 10 ⁻³	2,7 · 10 ⁻³	9,5 · 10 ⁻⁴	3,1 · 10 ⁻⁴
τ (%)	92	62	27	9,5	3,1

e°) Plus K[°] diminue plus l'avancement et le taux de transformation diminuent. On peut affirmer que la réaction directe est de moins en moins « déplacée ».



2°) Variation de C₀

a°)

RP	A ⁻ _(aq)	+ H ₂ O	= HA _(aq)	+ HO ⁻ _(aq)	K° = 10 ⁻³
EI	n ₀	-	0	0	
Eq	n ₀ - ξ _{eq}	-	ξ _{eq}	ξ _{eq}	

b°) $K^\circ = \frac{[HO^-]_{eq}[HA]_{eq}}{[A^-]_{eq}C^\circ}$ et on pose $\xi_v = \frac{\xi_{eq}}{V}$; $C_0 = \frac{n_0}{V} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et $C^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1}$

c°) $K^\circ = \frac{\xi_v^2}{(C_0 - \xi_v)C^\circ} = 10^{-3}$ et $\tau = \frac{\xi_v}{C_0} \times 100$ (en %)

d°) A.N. : calcul de ξ_v et τ lorsque C₀ diminue :

C ₀ (mol.L ⁻¹)	10 ⁻¹	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵
ξ _v	9,5 · 10 ⁻³	2,7 · 10 ⁻³	6,2 · 10 ⁻⁴	9,2 · 10 ⁻⁵	9,9 · 10 ⁻⁶
τ (%)	9,5	27	62	92	99

e°) Plus C₀ diminue plus l'avancement diminue ; par contre, le taux de transformation augmente, c'est donc ce dernier qui est significatif. On peut affirmer que la réaction directe est de plus en plus « déplacée ». Dans le dernier cas, on pourrait presque dire que la réaction est « quasi-totale ».

