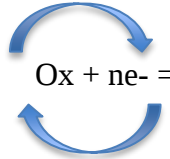
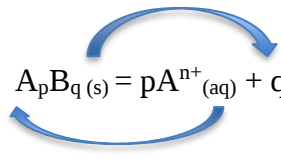
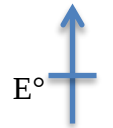
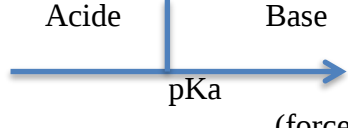


LES REACTIONS CHIMIQUES EN SOLUTION AQUEUSE

Nom de la réaction	Oxydo/réduction	Acide/base	Solubilisation
Particules échangées	Electrons Réduction : no diminue	protons H^+	
$\frac{1}{2}$ réaction	 Ox + ne- = Réd	Ac = Base + H^+	Solide = ions en solution
	Oxydation : no augmente	no ne varie pas	no ne varie pas
	Potentiel de $\frac{1}{2}$ pile à 25°C Loi de Nernst $E = E^\circ + \frac{0,06}{n} \cdot \log\left(\frac{\text{activité Ox}}{\text{activité Réd}}\right)$	Constante d'acidité $K_a = \frac{[Base] \cdot [H^+]}{[Ac]}$ $pK_a = -\log K_a$ $pH = -\log[H^+]$	Constante de solubilisation $K_s = [A^{n+}]^p \cdot [B^{m-}]^q$ $pK_s = -\log K_s$
Réaction	$Ox_1 + Réd_2 = Réd_1 + Ox_2$	$Ac_1 + Base_2 = Base_1 + Ac_2$	dissolution
Toutes les espèces sont en solution aqueuse (aq) sauf mention contraire	L'oxydant le plus fort réagit spontanément sur le réducteur le plus fort	L'acide le plus fort réagit spontanément sur la base la plus forte	 $A_p B_q (s) = p A^{n+} (aq) + q B^{m-} (aq)$
	Précipitation		
Diagrammes de prédominance	 E°	 pH	Condition d'existence du solide : $Q > K_s$ La solution est dite saturée
Les couples de l'eau	$O_2 / H_2O \quad E^\circ = 1,23 \text{ V}$ no(O) 0 / - II $H_2O / H_2 \quad E^\circ = 0$ no(H) + I / 0	Acide fort H^+ / H_2O H_2O / HO^- Base forte	

Nombre d'oxydation (no) pour les réactions d'oxydoréduction uniquement

C'est un outil conventionnel qui fixe l'état d'oxydation d'un élément dans un composé :

atome : no = 0

molécule simple : no = 0

ion simple : no = nombre algébrique de charges

molécule polyatomique : $\sum no = 0$ avec no(H) = + I et no(O) = -II

édifice ionique : $\sum no =$ nombre algébrique de charge