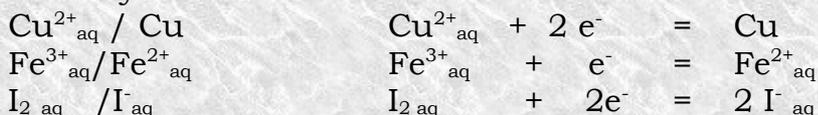


Rappels : réactions d'oxydo-réduction

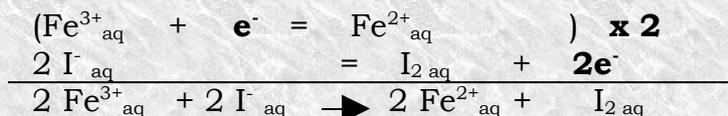
Oxydo-réduction :

- Un **oxydant** est une espèce chimique capable de des
- Un **réducteur** est une espèce chimique capable de des
- Un couple **oxydant/réducteur** est caractérisé par une **demi-équation** d'oxydoréduction



La demi-équation peut être écrite dans les deux sens.

- Une **réaction d'oxydoréduction** met en jeu deux couples oxydant/réducteur : c'est un **transfert** d'électrons du réducteur d'un couple vers l'oxydant de l'autre couple.



Avancement d'une réaction chimique.

Le tableau d'avancement permet de suivre l'évolution du système :

	$2 \text{Fe}^{3+}_{\text{aq}} + 2 \text{I}^-_{\text{aq}} \rightarrow$		$2 \text{Fe}^{2+}_{\text{aq}} + \text{I}_2_{\text{aq}}$	
État initial Avancement $x = 0$	$n^\circ (\text{Fe}^{3+}_{\text{aq}})$	$n^\circ (\text{I}^-_{\text{aq}})$	0	0
Avancement x				
État final Avancement final x_{fin}				

Détermination de x_{fin} .

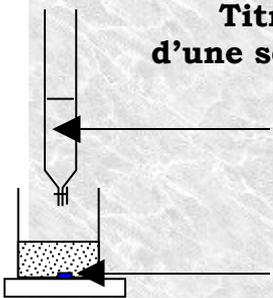
Si $\text{Fe}^{3+}_{\text{aq}}$ est le réactif en défaut :

Si I^-_{aq} est le réactif en défaut :

Le réactif en défaut est celui qui disparaît en premier : x_{fin}

Titration.

Titration : détermination de la concentration d'une solution, à l'aide d'une solution de concentration connue.



Réactif titrant (concentration c_1 connue)
Volume V_1 versé à l'équivalence

Réactif titré (concentration c_2 à déterminer)
Volume V_2

Initialement : réactif titré en excès

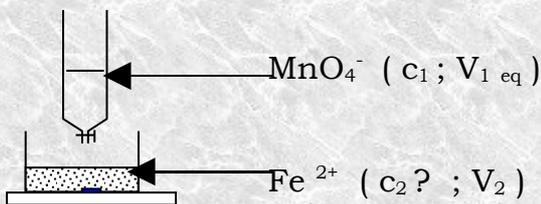
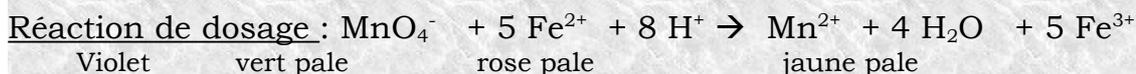
A la fin : réactif titrant en excès

A l'équivalence, il y a inversion du réactif limitant.

L'équivalence doit être facilement déterminée : changement de couleur de la solution, de conductimétrie

A l'équivalence, les deux réactifs ont été entièrement consommés.

Exemple : dosage des ions Fe^{2+} par les ions MnO_4^- :



MnO_4^- (c_1 ; $V_{1\text{ eq}}$)

Fe^{2+} ($c_2 ?$; V_2)

Avant l'équivalence : Fe^{2+} en excès : pâle Après l'équivalence : MnO_4^- en excès : violette

A l'équivalence : on a versé $V_{1(\text{eq})}$ de MnO_4^- :

	MnO_4^-	+ 5 Fe^{2+}	+ 8 H^+	\rightarrow Mn^{2+}	+ 4 H_2O	+ 5 Fe^{3+}
Initial $x=0$	$n_1 = c_1 \cdot V_{1(\text{eq})}$	$n_2 = c_2 \cdot V_2$	excès	0	excès	0
t (x)	$n_1 - x$	$n_2 - 5x$	x	excès	5x
A la fin	$n_1 - x_{\text{max}} = 0$	$n_2 - 5x_{\text{max}} = 0$	x_{max}	excès	$5x_{\text{max}}$

Les 2 réactifs sont entièrement consommés : $n_1 = x_{\text{max}}$ et $n_2 = 5x_{\text{max}}$

Donc $x_{\text{max}} = n_1 = n_2 / 5$ et $n_1 = \frac{n_2}{5}$

A l'équivalence les réactifs ont été amenés dans les proportions stoechiométriques de la réaction de dosage.

On peut calculer $n_2 = 5 \cdot n_1 = 5 \cdot c_1 \cdot V_{1(\text{eq})}$.

Et $c_2 = n_2 / V_2$