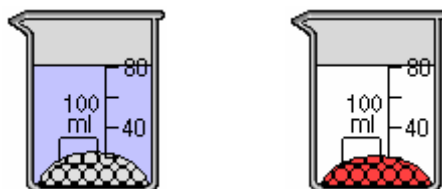


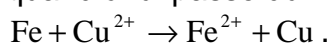
II. Réactions d'oxydoréduction :

1) Introduction

De la poudre de fer est immergée dans une solution de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$). Après plusieurs minutes, un solide rouge apparaît et la coloration bleue de la solution disparaît pour devenir légèrement verte. L'ajout d'hydroxyde de sodium prouvera la présence d'ion ferreux Fe^{2+} .

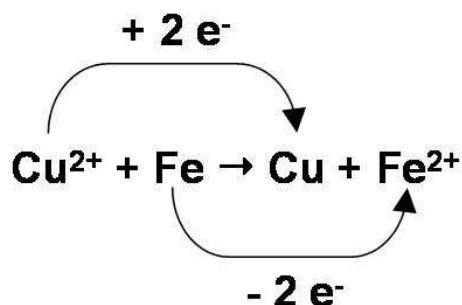


Le cuivre est passé de l'état d'ion Cu^{2+} bleu à du cuivre métallique Cu rouge. Le fer est quand à lui passé du métal Fe à l'ion Fe^{2+} . L'équation peut se noter



Le passage de Cu^{2+} à Cu et de Fe^{2+} à Fe met en jeu des échanges de charges négatives, c'est-à-dire pour des atomes des électrons.

2) Réaction d'oxydoréduction



Pour se transformer en Fe^{2+} , Fe a perdu deux électrons. Pour se transformer en Cu, Cu^{2+} a gagné deux électrons.

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction qui implique un transfert d'électrons entre les réactifs.

a) Définition de réducteur

Un réducteur est une entité chimique susceptible de céder un ou plusieurs électrons. On dit alors que le réducteur s'oxyde. Dans la réaction ci-dessus, Fe est le réducteur et il a été oxydé.

a) Définition d'oxydant

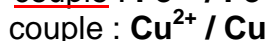
Un oxydant est une entité chimique susceptible de capter un ou plusieurs électrons. On dit alors que l'oxydant est réduit. Dans la réaction ci-dessus, Cu^{2+} est l'oxydant et il a été réduit.

c) Couple oxydant/réducteur

Par convention, on place l'oxydant puis le réducteur.

En écriture formelle, on a la demi équation : oxydant + $n e^-$ = réducteur

Exemples :



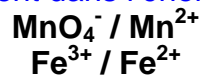
3) Equation d'une réaction d'oxydoréduction

Dans une équation d'oxydoréduction, tous les électrons cédés par l'oxydants du premier couple sont captés par le réducteur du second couple. Il ne doit donc pas avoir présence d'électrons dans une réaction d'oxydoréduction.

Méthodologie par l'exemple :

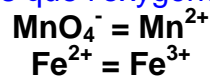
Ecrire l'équation de la réaction entre les ions permanganate MnO_4^- et les ions ferreux (fer II) Fe^{2+} .

a) On trouve les couples (donné souvent dans l'énoncé)

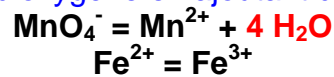


b) On écrit les demi-équations de chaque couples (on met les réactifs à gauche)

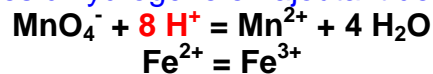
b-1) On équilibre les atomes autres que l'oxygène et l'hydrogène :



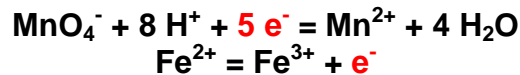
b-2) On équilibre les atomes d'oxygène en ajoutant des molécules d'eau H_2O :



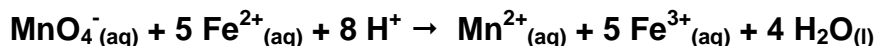
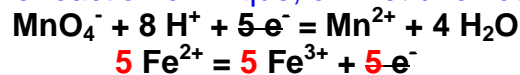
b-3) On équilibre les atomes d'hydrogène en ajoutant des ions hydrogène H^+ :



b-4) On équilibre les charges avec les électrons e^- (on rappelle que les électrons sont du côté des oxydant):



c) On équilibre les électrons et on additionne en simplifiant par les e^- (comme on additionnent et que c'est une réaction chimique, on met une flèche) :



4) La classification périodique

H																				He
Li	Be											B	C	N	O	F				Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl				Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br				Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I				Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At				Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Br	Hs	Mt	Ds	Rg										

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Le seul fait à retenir est que tous les métaux sont des réducteurs et que les halogènes et l'oxygène sont des oxydants.

5) Conclusion

Les bases et les oxydants captent les particules cédées par les acides et les réducteurs. Les acides et les bases utilisent des protons, les oxydants et les réducteurs des électrons.