

FORMULAIRES ET TABLES POUR L'EXAMEN DE CHIMIE MP

Table redox

Forme réduite (substances qui s'oxydent)	Forme oxydée (substances qui se réduisent)	V
Li	Li ⁺ + 1e ⁻	-3,05
K	K ⁺ + 1e ⁻	-2,92
Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻	-2,76
Na	Na ⁺ + 1e ⁻	-2,71
Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻	-2,40
Al	Al ³⁺ + 3e ⁻	-1,67
Mn	Mn ²⁺ + 2e ⁻	-1,19
H ₂ + 2 OH ⁻ (pH=14)	2 H ₂ O + 2e ⁻	-0,82
Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻	-0,76
Cr	Cr ³⁺ + 3e ⁻	-0,74
S ²⁻	S + 2e ⁻	-0,51
Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻	-0,44
H ₂ + 2 OH ⁻ (pH=7)	2 H ₂ O + 2e ⁻	-0,42
Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻	-0,25
Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻	-0,14
Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻	-0,13
H ₂ + 2 H ₂ O (pH=0)	2 H ₃ O ⁺ + 2e ⁻	0,00
Sn ²⁺	Sn ⁴⁺ + 2e ⁻	+0,15
Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻	+0,35
4 OH ⁻ (pH=14)	O ₂ + 2 H ₂ O + 4e ⁻	+0,40
2 I ⁻	I ₂ (aq) + 2e ⁻	+0,58
2 MnO(OH) + 2 OH ⁻	2 MnO ₂ + 2 H ₂ O + 2e ⁻	+0,74
Fe ²⁺	Fe ³⁺ + 1e ⁻	+0,75
Ag	Ag ⁺ + 1e ⁻	+0,81
4 OH ⁻ (pH=7)	O ₂ + 2 H ₂ O + 4e ⁻	+0,82
Hg	Hg ²⁺ + 2e ⁻	+0,85
2 Br ⁻	Br ₂ (aq) + 2e ⁻	+1,09
Pt	Pt ²⁺ + 2e ⁻	+1,20
6 H ₂ O (pH=0)	O ₂ + 4 H ₃ O ⁺ + 4e ⁻	+1,24
2 Cl ⁻	Cl ₂ + 2e ⁻	+1,36
Au	Au ³⁺ + 3e ⁻	+1,38
Pb ²⁺	Pb ⁴⁺ + 2e ⁻	+1,69
2 F ⁻	F ₂ + 2e ⁻	+2,85

Nom des ions polyatomiques

CH ₃ COO ⁻	Acétate	HSO ₃ ⁻	Hydrogénosulfite
CO ₃ ²⁻	Carbonate	OH ⁻	Hydroxide
ClO ₃ ⁻	Chlorate	NO ₃ ⁻	Nitrate
C ₆ H ₅ O ₇ ³⁻	Citrate	NO ₂ ⁻	Nitrite
CN ⁻	Cyanure	ClO ₄ ⁻	Perchlorate
H ₂ PO ₄ ⁻	Dihydrogénophosphate	PO ₄ ³⁻	Phosphate
HCOO ⁻	Formiate	SCN ⁻	Thiocyanate
HCO ₃ ⁻	Hydrogénocarbonate	SO ₄ ²⁻	Sulfate
HPO ₄ ²⁻	Hydrogénophosphate	SO ₃ ²⁻	Sulfite
HSO ₄ ⁻	Hydrogénosulfate		
HS ⁻	Hydrogénosulfure		

Ions polyatomiques positifs, cations (mais sans métaux!)

NH₄⁺ Ammonium

Formules

Quantité de matière n (en mol): $n = \frac{m}{M}$

où m = masse en g, M = masse molaire en g/mol

Constante d'Avogadro N_A = nombre d'entités chimiques présentes dans une mole :
 $6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Nombre d'entités chimiques N (sans unité) : $n \cdot N_A$

où n = quantité de matière en mol, N_A = Constante d'Avogadro en mol⁻¹

Concentration molaire : $c = \frac{n}{V}$

où c concentration molaire en mol/l, n la quantité de matière en mol und V le volume en L

Calcul du pH de solutions aqueuses :

Définition: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

pour des acides forts : $\text{pH} = -\log [\text{Acide}]$

Version vom 10.11.21

Table des pKa

pKa	Acide	Nom de l'acide	Base conjuguée
-9	HClO ₄	acide perchlorique	ClO ₄ ⁻
-6	HCl	acide chlorhydrique	Cl ⁻
-3	H ₂ SO ₄	acide sulfurique	HSO ₄ ⁻
-1.74	H ₃ O ⁺	ion hydronium	H ₂ O
-1.32	HNO ₃	acide nitrique	NO ₃ ⁻
1.92	HSO ₄ ⁻	ion hydrogénosulfate	SO ₄ ²⁻
1.96	H ₂ SO ₃	acide sulfureux	HSO ₃ ⁻
1.96	H ₃ PO ₄	acide phosphorique	H ₂ PO ₄ ⁻
3.14	HF	acide fluorhydrique	F ⁻
3.13	C ₆ H ₈ O ₇	acide citrique	C ₆ H ₇ O ₇ ⁻
3.7	HCOOH	acide formique	HCOO ⁻
3.9	C ₃ H ₆ O ₃	acide lactique	C ₃ H ₅ O ₃ ⁻
4.76	C ₆ H ₇ O ₇ ⁻	ion dihydrogénocitrate	C ₆ H ₆ O ₇ ²⁻
4.76	CH ₃ COOH	acide acétique	CH ₃ COO ⁻
6.4	C ₆ H ₆ O ₇ ²⁻	ion hydrogénocitrate	C ₆ H ₅ O ₇ ³⁻
6.46	H ₂ CO ₃	acide carbonique	HCO ₃ ⁻
7.06	H ₂ S	acide sulfhydrique	HS ⁻
7.2	HSO ₃ ⁻	ion hydrogénosulfite	SO ₃ ²⁻
7.21	H ₂ PO ₄ ⁻	ion dihydrogénophosphate	HPO ₄ ²⁻
9.21	NH ₄ ⁺	ion ammonium	NH ₃
9.4	HCN	acide cyanhydrique	CN ⁻
10.4	HCO ₃ ⁻	ion hydrogénocarbonate	CO ₃ ²⁻
12.32	HPO ₄ ²⁻	ion hydrogénophosphate	PO ₄ ³⁻
12.9	HS ⁻	ion hydrogénosulfure	S ²⁻
15.74	H ₂ O	eau	OH ⁻
23	NH ₃	ammoniac	NH ₂ ⁻
24	OH ⁻	ion hydroxyde	O ²⁻